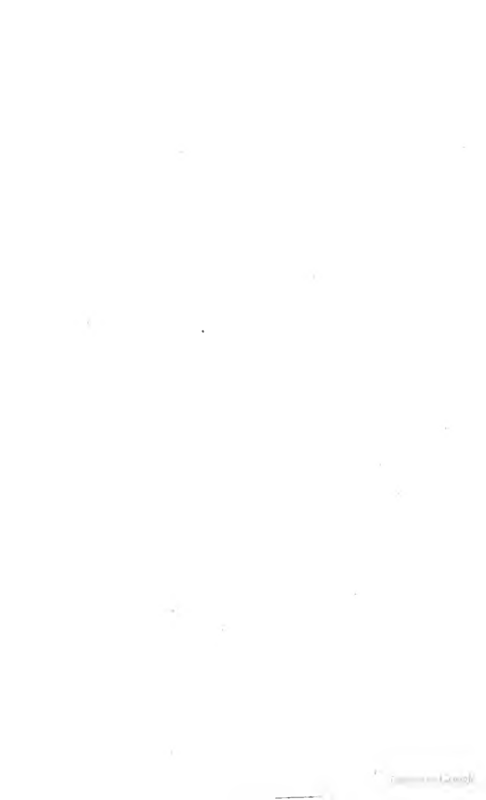



FONDO PIZZOFALCONE



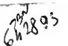
DICTIONNAIRE

DE

CHIMIE.

T. III.

DE L'IMPRIMERIE DE Mme Ve JEUNEHOMME,
RUE HAUTEFEUILLE, N° 20.



DICTIONNAIRE

DE

CHIMIE,

PAR Mrs M. H. KLAPROTH,

Docteur en Philosophie, Conseiller au Collége suprême de Santé, Professeur de Chimie, Membre de l'Académie des Sciences de Berlin, Associé étranger de l'Institut de France, et de plusieurs autres Académies et Sociétés savantes;

ET F. WOLFF,

Docteur en Philosophie, Professeur au Gymnase du Joachimsthal.

TRADUIT DE L'ALLEMAND, AVEC DES NOTES,

PAR E. J. B. BOUILLON-LAGRANGE,

ET PAR H. A. VOGEL.

TOME TROISIÈME.

I—P

A PARIS,

Chez KLOSTERMANN FILS, Libraire-Éditeur des *Annales de Chimie*, rue du Jardinet, n° 13, quartier Saint-André-des-Arcs.

1811.

DICTIONNAIRE

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

DICTIONNAIRE

DE

CHIMIE.

I

ICHTHYOCOLLE. *Voyez* COLLE.

ICHTYOPHTALMITE. *Ichtyophtalm.*
La couleur de ce fossile est d'un blanc grisâtre et souvent irisé dans l'intérieur. On le trouve compacte, disséminé et cristallisé en cubes ou en tables carrées. La surface des cubes est lisse.

Les cristaux sont éclatants; l'intérieur du fossile est d'un éclat nacré.

La cassure principale est lamelleuse dans une direction; le clivage n'est pas encore déterminé; la cassure transversale est conchoïde.

La forme des fragments paroît être régulière, mais elle n'est pas encore déterminée.

Il est transparent ou demi-transparent, demi-dur, très-aigre et d'une pesanteur spécifique de 2,491.

On le trouve à *Atoen* en *Sudermannland*. Il est accompagné de titane, de pierres d'aimant, de spath calcaire et d'amphibole. Si le fossile observé par Schumacher est véritablement de l'*ichtyophtalmite*, il auroit un deuxième lieu de naissance à Lang-Soë près Arendal.

Il est composé, d'après Rose, de

Silice	52,00
Chaux	24,50
Potasse	8,10
Parties volatiles . . .	15,00
	99,60

Pour mieux connoître la nature du principe volatil, Rose fit rougir 100 grains de ce fossile dans une cornue, munie d'un récipient tubulé et d'un tube recourbé qui plongeoit sous une cloche remplie de mercure. Il passa des stries nébuleuses et quelques gouttes d'un liquide jaune, d'une odeur empyreumatique crayeuse qui colora le papier de fernambouc en violet; la potasse en dégagea de l'ammoniaque.

Fourcroy et Vauquelin ont obtenu des résultats semblables, mais ils ont pris le principe volatil pour de l'eau. Ils ont remarqué de plus que l'*ichtyophtalmite* fond au chalumeau avec un foible bouillonnement, et que, chauffé dans un creuset de platine à un feu violent, il acquiert un aspect de porcelaine.

Haüy a donné à l'*ichtyophtalmite* le nom d'*apophyllithe.*

IDOCRASE VÉSUVIENNE, HYACINTHINE. *Vesuvian.*

Ce fossile est d'un vert plus ou moins foncé. Quelques échantillons sont d'un brun rougeâtre ou d'un brun giroflé.

Il est compacte, disséminé et cristallisé. Il a la forme prismatique; les prismes sont courts et souvent altérés par un grand nombre de facettes.

La forme primitive de l'*idocrase* est le cube. Les cristaux sont plus ou moins petits. Ils ont une surface polie et même luisante; l'intérieur est d'un éclat gras.

La cassure est conchoïde, plus ou moins lamelleuse. Les fragments sont indéterminés, à bords aigus. Il est demi-transparent. Sa réfraction est double. Il est dur, aigre, facile à casser, d'une pesanteur spécifique de 3,39 à 3,409.

Au chalumeau il fond en un verre jaunâtre.

On trouve ce fossile en Italie, à Naples, surtout dans les laves du Vésuve, en Sibérie, à Kamschatka. On le confondoit autrefois avec l'hyacinthe.

Selon Klaproth, l'*idocrase* est composée, savoir, celui

	du *Vésuve*,	de *Sibérie*,
Silice.	35,50	42,00
Chaux.	33,00	34,00
Alumine	22,25	16,25
Oxide de fer . . .	7,50	5,50
Oxide de manganèse	0,25	0,0
	98,50	97,75

IGNITION. Cadefactio. *Gluehen.*

On entend par ce mot une telle accumulation de feu (lumière et calorique), qu'il reste à la surface du corps sans se dégager en flamme. Il n'est sensible que par l'éclat que le corps acquiert.

Il y a plusieurs degrés d'*ignition* qu'on peut distinguer par la couleur qu'on aperçoit au grand jour ou dans l'obscurité. Lorsque l'*ignition* commence, l'éclat est peu vif et d'un rouge foncé; à un degré de feu plus violent, la lumière est blanche.

On peut considérer la température à laquelle l'*ignition* a lieu, à un degré déterminé, comme une chaleur constante. Elle paroît être la même pour tous les corps. On a cherché à déterminer les différents degrés de l'*ignition*. Newton met le degré d'*ignition* le plus inférieur du fer où il commence à devenir invisible à l'obscurité, à 635° Fahr. Lorsque le fer étoit bien rouge, comme du fer ordinaire, l'échelle de Fahr. étoit de 1049 à 1050 degrés.

Wedgwood trouva la chaleur rouge du fer, en plein jour, à 1077 degrés Fahr., et celle visible dans l'obscurité, à 947 degrés Fahr.

Plusieurs praticiens déterminent la température d'après la couleur de l'*ignition*. C'est ainsi qu'ils laissent le fer au feu jusqu'à ce qu'il soit d'un rouge cerise ou d'un blanc bleuâtre, etc. Certains métaux fondent avant de rougir; d'autres deviennent rouges après avoir été fondus.

Tous les corps ne sont pas susceptibles d'acquérir l'*ignition*, au moins les gaz paroissent faire une exception. Wedgwood fit chauffer l'air jusqu'à ce qu'un fil d'or en acquît l'*ignition*; mais l'air n'étoit pas rouge. Il est pour-

tant possible que l'*ignition* de l'air n'ait pu être aperçue en raison de sa grande dilatation.

L'incandescence exprime une espèce d'*ignition* qui a lieu vers le commencement ou vers la fin d'un corps enflammé. On l'emploie ordinairement pour les corps qui renferment du carbone.

INCINÉRER. Incinerare. *Einæschern.*

On sépare quelquefois avec le contact de l'air et par la combustion, les principes volatils des matières organiques, pour avoir le résidu incombustible fixe qui est la cendre. Ce résidu est composé de terres, alcalis, oxides métalliques, différents sels neutres, et une partie de charbon échappé à la combustion.

INDIGO. *Voyez* TEINTURE.

INFLAMMATION. *Voyez* COMBUSTION.

INFUSION. Infusio. *Aufgiessen.*

Si un corps contient des parties susceptibles d'être extraites par l'eau, l'alcool, l'huile, le vinaigre, etc., on peut les lui enlever en versant dessus l'un ou l'autre de ces liquides. Pour que les liqueurs agissent mieux, on triture le corps, ce qui multiplie son contact et augmente par conséquent l'action de la liqueur. On verse le liquide ou froid ou bouillant sur les substances à extraire, d'après leur nature. Quelquefois on expose l'*infusion* à la chaleur, mais il ne faut pas que la liqueur passe à l'ébullition, parce qu'alors l'*infusion* seroit changée en décoction.

On préfère l'*infusion* à la décoction dans les cas où les parties à extraire se volatilisent ou s'altèrent à la chaleur de l'eau bouillante, ou quand les parties sont solubles à une température plus basse qu'à celle du degré bouillant. Le liquide chargé de ces parties extraites est appelé *infusum.*

INSTRUMENTS CHIMIQUES. Instrumenta chemica. *Chemische Werkzeuge.*

On peut diviser les *instruments* en deux classes, savoir,

en *instruments* mécaniques et en *instruments chimiques*. Les premiers agissent par des forces mécaniques, comme la pression, la contusion, etc.; les derniers agissent par des forces électives.

L'endroit où le chimiste fait ses opérations est appelé *laboratoire*.

La bonne construction d'un laboratoire dépend de beaucoup de circonstances, de manière qu'on ne peut rien déterminer de positif sur ce sujet. On ne peut présenter que des conditions générales.

Il faut choisir un lieu parfaitement sec. Il doit être suffisamment éclairé. Il faut qu'il soit construit de manière qu'on puisse y établir un courant d'air. L'édifice doit être spacieux et muni des *instruments* nécessaires.

INTERMÈDE. Intermedium. *Zwischenmittel.*

On donne ce nom aux substances à l'aide desquelles on peut unir ou séparer d'autres corps dont la combinaison ou la séparation ne pourroit pas s'effectuer sans elles. C'est ainsi que l'on peut unir l'eau à l'huile, par le moyen des alcalis. Il n'est cependant pas exact de dire que l'huile soit combinée avec l'eau, mais il s'est formé un nouveau composé (le savon), qui est uni à l'eau. La dénomination d'*attraction prédisposante* dont quelques-uns se sont servis pour exprimer l'*intermède*, est très-impropre.

On appelle encore *intermède* des corps qu'on emploie pour séparer des substances. On se sert de l'acide sulfurique pour séparer l'acide nitrique de la potasse. L'acide sulfurique qui décompose le nitre, pourroit être considéré comme *intermède*.

IRIDIUM. Iridium. *Iridium.*

Descostils, pour expliquer les phénomènes de la couleur rouge qu'affectent les sels triples de platine, a fait des expériences sur cet objet. Il soupçonna que cette colorisation dépendoit d'un certain degré d'oxidation d'un métal particulier, insoluble dans les acides, mais susceptible de se dissoudre étant combiné avec le platine.

Fourcroy et Vauquelin, en partant des expériences de

Moussin Pouschkin, et de la Synthèse du Palladium, par Chenevix, soumirent le platine à un examen plus attentif, et s'assurèrent presqu'en même temps que Descostils, de la présence de ce nouveau métal.

Mais ils ont confondu plusieurs de ses propriétés (Annal. de Chimie, t. 48, p. 177, et t. 50, p. 5) avec celles d'un autre métal allié au platine, qui leur étoit alors inconnu, l'*osmium*.

Smitson Tennant, chimiste anglais, qui s'est occupé peu de temps après de l'analyse du platine brut, doit être regardé comme celui qui a fait la découverte de ce métal, ainsi que celle de l'osmium; il est le premier qui les ait isolés l'un et l'autre.

Lorsqu'il fut parvenu à les séparer, il en étudia les caractères. Comme le premier de ces métaux dissous dans les acides et surtout dans l'acide muriatique, lui présenta un jeu de couleur très-frappant, il lui donna le nom d'*iridium*.

Le minérai d'*iridium* est mêlé avec le platine brut. Les grains qui renferment l'*iridium* ont la plus grande analogie avec ceux du platine, de sorte qu'on ne peut à peine les différencier, à moins qu'on ne dissolve le platine brut dans l'acide nitro-muriatique; alors les grains d'*iridium* restent insolubles. Quand on les essaie à la lime on trouve qu'ils sont bien plus durs que ne sont les grains de platine. Sous le marteau ils ne s'étendent pas; leur cassure paroît être lamelleuse, d'un éclat particulier, caractère qui peut les faire distinguer.

Pour acquérir la plus grande certitude que cette mine se trouve en état naturel, et que le métal n'est pas séparé des grains de platine, Wollaston en a retiré une quantité de platine brut et l'a examiné en particulier.

La pesanteur spécifique des grains d'*iridium* est, d'après Wollaston, de 19,5, tandis que celle du platine brut n'a jamais surpassé celle de 17,7.

L'analyse n'y démontra pas un atome de platine. Il les trouva composés d'*iridium* et d'osmium. *Voyez* Journal de Nicholson, t. 13, p. 118.

Il seroit cependant très-pénible de séparer l'*iridium* d'une manière mécanique; au surplus il faudroit toujours



les soumettre à une analyse ultérieure. Pour le séparer du platine brut, on emploie le procédé suivant :

Après avoir purifié mécaniquement le platine brut autant que possible, on le fait calciner fortement pour en volatiliser le mercure qui pourroit encore y adhérer. On le fait digérer ensuite dans une petite quantité d'acide nitro-muriatique très-étendu d'eau, pour enlever l'or.

On le fait bouillir ensuite à plusieurs reprises dans l'acide nitro-muriatique concentré. Il reste une poudre noire insoluble qui renferme l'*iridium* combiné avec l'osmium.

Selon Trommsdorff, 1000 parties de platine brut exigent, pour être dissoutes, 16,320 parties d'acide nitro-muriatique ; la poudre noire insoluble fait le $\frac{1}{27}$ de la quantité du platine employé.

On fait rougir la poudre noire avec une quantité égale de potasse caustique. Les deux métaux s'oxident ; l'osmium se dissout dans la potasse et peut être enlevé par l'eau. Le résidu qui contient l'*iridium* se dissout dans l'acide muriatique. Par un traitement alternatif de potasse et d'acide muriatique, on parvient à dissoudre la poudre noire en totalité.

Il est cependant à remarquer que la potasse avec l'osmium dissout un peu d'*iridium*, et que l'acide muriatique avec l'*iridium* dissout un peu d'osmium. Pour isoler l'osmium, il faut saturer la liqueur alcaline par de l'acide sulfurique, et on distille le tout.

L'oxide d'osmium se volatilise avec l'eau bouillante. On peut le séparer par le moyen du zinc et d'une addition d'acide muriatique. Pendant la distillation de la liqueur alcaline, la partie d'*iridium* dissoute par la potasse se sépare en lames foncées.

Par l'évaporation le muriate d'*iridium* cristallise en octaèdres ; si l'on fait rougir les cristaux, on obtient l'*iridium* pur.

Trommsdorff observe que la plus grande partie d'*iridium* entre avec le platine en dissolution, car le muriate d'ammoniaque y forme un précipité rouge briqueté, composé d'acide muriatique, d'ammoniaque, de platine et d'*iridium*.

En précipitant par le muriate d'ammoniaque et en fai-

sant rougir et dissoudre le précipité à plusieurs reprises, on parvient à enlever tout l'*iridium*.

L'*iridium* métallique est d'un blanc argentin, très-dur, difficile à foudre, fixe et cassant.

Il n'est pas oxidable par le feu. Il est insoluble dans les acides ; l'acide nitro-muriatique lui-même ne l'attaque que dans le cas où il est très-divisé. Lorsqu'on le fait rougir avec les alcalis au contact de l'air, il s'oxide et se dissout tantôt avec une couleur rouge, tantôt avec une couleur bleue.

L'*iridium* oxidé par les alcalis se dissout dans les acides sulfurique, nitrique et muriatique concentrés. Sa dissolution dans l'acide muriatique est bleue, verte et rouge ; celle dans l'acide sulfurique et nitrique est toujours violette. Toutes ces différentes nuances disparoissent sur-le-champ par quelques atomes de sulfate de fer, de muriate oxidulé d'étain et par d'autres corps combustibles.

Tous les métaux, excepté l'or et l'argent, précipitent l'*iridium* de ses dissolutions. La potasse caustique le précipite en oxide jaune, et une partie reste en dissolution.

Les dissolutions rouges d'*iridium* donnent des sels rouges. Le liquide est si riche en couleur, qu'il paroît être noir ; une partie suffit pour colorer sensiblement 1000 parties d'eau.

Ce sont ces sels qui se combinent avec les sels de platine et qui leur communiquent la couleur rouge. Si l'on ajoute à la dissolution de platine pur qui est précipité en jaune par le muriate d'ammoniaque, un peu de muriate d'*iridium*, il se forme un précipité rouge plus ou moins foncé.

Le muriate d'*iridium* est décoloré par le prussiate de potasse et par la teinture de noix de galle, sans qu'il se forme un précipité.

Le muriate d'*iridium* perd son acide à la chaleur et le métal reste pur ; il est si réfractaire, qu'on n'a pas encore réussi à le fondre.

Le plomb se combine avec l'*iridium*, mais on peut l'en séparer facilement par la coupellation ; l'*iridium* reste en poudre noire.

Le cuivre se combine aisément avec l'*iridium* et donne un alliage très-ductile.

L'iridium allié à l'or ne peut pas en être séparé ni par la coupellation ni par l'inquartation; cet alliage est très-ductile et la couleur de l'or n'est pas altérée; par la dissolution dans l'acide nitro-muriatique, *l'iridium* se sépare.

L'iridium ne se combine ni avec le soufre ni avec l'arsenic. *Voyez* Tennant, dans le Journal de Chimie, t. 5, p. 166; Trommsdorff, dans le Journal de Pharmacie, t. 14, p. 1; Annales du Muséum d'Histoire Naturelle, t. 7, p. 401.

IVOIRE. *Voyez* Os.

J

JADE. *Jade*.

Les minéralogistes comprennent sous ce nom deux fossiles différents. L'un, *jade* néphritique d'Haüy, néphrite de Werner, et l'autre trouvé par Saussure aux bords du lac de Genève, Lehmanite de Delaméthrie, Saussurite.

Le *jade* oriental a un aspect huilé; sa couleur passe du vert pâle au vert poireau, quelquefois il est d'un vert d'olive.

On le trouve en masses et disséminé, ordinairement en fragments à angles obtus, dont la surface est un peu éclatante. L'intérieur du *jade* est mat et d'un aspect gras.

Sa cassure est plus ou moins schisteuse ou esquilleuse; elle s'approche quelquefois du fibreux, mais jamais du lamelleux. Il est difficile à casser, très-dur, plus ou moins translucide et gras au toucher. Sa pesanteur spécifique est, selon Brisson, de 2,966; d'après Saussure père, de 2,970 et de 3,071. D'après Saussure fils, elle est de 2,957.

Le *jade* est fusible au feu. Saussure fils a exposé une amulette de 1 gros et demi, dans un creuset de platine, pendant une heure, au feu le plus violent de la forge. Elle s'étoit fondue; la surface étoit grise et l'intérieur bleu et opaque. A l'aide du microscope on remarqua à la surface une infinité de petits globules métalliques dorés, dont on n'a pas reconnu la nature : au-dessus de la surface il s'étoit formé une série de grosses bulles. Un petit morceau de cette masse se fondit au chalumeau sans se vitrifier. Par la fusion, le *jade* avoit perdu 2 $\frac{1}{4}$ pour 100 de son poids.

L'analyse a donné pour résultat :

Silice.	53,75
Chaux.	12,75
Alumine	1,50
Oxide de fer	5,00
Oxide de manganèse .	2,00
Eau.	2,25
Soude	10,83
Potasse.	8,44
Perte	3,48
	100,00

Ce fossile a été appelé *lapis nephreticus*, parce qu'on le regardoit comme un remède contre la colique néphrétique. On en fait des amulettes, des bustes, des vases, etc. On le trouve en Amérique, en Asie, dans les montagnes de Savoie, de Suisse, en Hongrie, en Suède, etc.

Une variété particulière de ce fossile est le *jade* axinien (*beilstein*); sa couleur est le vert de poireau; il donne des étincelles avec le briquet. Sa pesanteur spécifique est, d'après Lichtenberg, de 3,007. On le trouve à Tarai-Punamma, où les habitants l'emploient pour en faire des crochets et des ciseaux. Les boucles d'oreilles qui viennent de ces contrées et qui ont l'aspect extérieur de ce fossile, ne sont, d'après l'examen de Klaproth, que de l'asbeste vert.

L'autre espèce de *jade* a été trouvée par Saussure aux bords du lac Lehmann, aux rivages de la Durance et à Mussinet, près Turin. C'est le *jade* tenace d'Haüy, Lehmanite de Delamétherie, Saussurite.

Ce fossile est analogue, quant à la couleur, la dureté et la cassure, au *jade* oriental; mais sa pesanteur spécifique est plus considérable. Elle est, selon Saussure, de 3,34, terme moyen. Klaproth l'a trouvée de 3,200.

Il est moins transparent que n'est le *jade* oriental; il est plus fusible.

Au chalumeau, il donne un verre gras demi-transparent, d'un blanc verdâtre. Chauffé dans le creuset de platine, on obtient un verre brun transparent, exempt de bulles. Cette fusion ne fait éprouver à ce fossile aucune perte sensible en poids.

Saussure en a retiré :

Silice	44,00
Alumine	30,00
Chaux.	4,00
Oxide de fer . .	12,50
Oxide de manganèse	0,05
Soude.	6,00
Potasse	0,25
Perte	3,20
	100,00

Klaproth a trouvé daus le même fossile:

Silice.	49,00
Alumine	24,00
Chaux	10,50
Magnésie. . . .	3,75
Oxide de fer. . .	6,50
Soude.	5,50
	99,25

En comparant cette analyse avec celle du *jade* oriental, il faut regarder ces fossiles comme deux espèces toutes différentes.

Voyez Journal de Chimie, t. 2, p. 450; et les Mém. de Klaproth, t. 4, p. 271.

JARGON. Circonius. *Zirkon.*

On trouve le *jargon* d'un blanc verdâtre ou jaunâtre, d'un gris bleuâtre qui passe au brun des girofles et de beaucoup d'autres nuances qui sont le plus souvent entre le gris et le vert.

Il est en grains plats, anguleux, en galets ou bien en cristaux. Quant à la forme des cristaux, *voyez* article Hyacinthe.

Les cristaux sont ordinairement très-petits. La surface est lisse; celle des fragments anguleux est rude, celle des grains est inégale. L'extérieur des galets et des grains est peu éclatant; mais les cristaux ont beaucoup d'éclat. L'intérieur du *jargon* est d'un éclat de diamant.

La cassure est parfaitement conchoïde, rarement lamelleuse. Les fragments sont indéterminés, à bords aigus. Les petits grains sont transparents, durs à un haut degré, aigres et faciles à casser. La pesanteur spécifique du *jargon* de Zeylan est, d'après Klaproth, de 4,615; celle de Norvège, de 4,485, et celle du Circars septentrional dans l'Inde, de 4,500.

Le *jargon* de Circars diffère de celui de Zeylan en ce qu'il est d'un brun plus ou moins rougeâtre. On le trouve en galets ou en prismes tétraèdres. La surface des cristaux est lisse ou glanduleuse, celle des galets est foiblement rude. Sa cassure transversale est conchoïde, en deux di-

rections. Les fragments sont indéterminés. Il est transparent sur les bords. Il est dur à un haut degré, peu difficile à casser, et gras au toucher.

On travaille le *jargon* pour l'ornement comme le diamant. Le *jargon* pâle, quand il est poli, imite en quelque sorte le diamant, et on l'a fait passer quelquefois pour tel. Pour le reconnoître on y verse une goutte d'acide muriatique concentré, qui produit une tache mate, tandis qu'il ne porte aucun changement sur le diamant.

Le *jargon* de Zeylan est composé, d'après Klaproth, de

Zircone. . . .	68,0
Silice	31,5
Oxide de fer. .	0,5
	100,0

Le *jargon* de Fridrichwærn, en Norvège, de

Zircone.	65
Silice	33
Fer oxidé	1
	99

Celui de Circars septentrional, de

Zircone . . .	64,50
Silice. . . .	32,50
Oxide de fer .	1,50
	98,50

Haüy a classé l'hyacinthe et le *jargon* sous la même espèce de zircone.

JASPE. Jaspis. *Jaspis.*

L'espèce de *jaspe* comprend quatre variétés : le *jaspe égyptien*, le *jaspe rubanné*, le *jaspe porcellanite* et le *jaspe commun.*

Le *jaspe* égyptien est en morceaux arrondis avec des dessins zonaires ou rubannés irréguliers, qui sont d'un brun plus ou moins foncé, sur un fond jaune. Il est rarement d'un vert d'olive.

L'intérieur est scintillant, la cassure est parfaitement conchoïde, les fragments indéterminés, à bords aigus. Il est ordinairement opaque, quelquefois translucide sur les bords, moins dur que le quartz, aigre, facile à casser. Sa pesanteur spécifique est, selon Brunnich, de 2,600 ; selon Blumenbach, de 2,564. Il brûle au feu, et quand on le fait rougir long-temps, il change de couleur. On le trouve en Egypte et en Lorraine.

Le *jaspe rubanné* est aussi de diverses couleurs ; mais ces couleurs sont disposées par zones, rubans, raies noires, tachés en pointe. On le trouve en Saxe et dans la montagne Oural.

Il est compacte, en couches entières. L'intérieur est mat ; sa cassure est conchoïde, quelquefois esquilleuse et terreuse. Ses fragments sont indéterminés, à bords aigus. Il est translucide sur les bords, menu, aussi dur que le quartz, aigre et peu pesant.

Le *jaspe porcellanite* varie du gris de perle au gris bleuâtre et même au noir bleuâtre. Il présente aussi toutes les nuances du rouge de brique.

Il est compacte, en couches entières ou en galets comme desséché. Il a quelquefois des impressions rouges de plantes, surtout de millefeuille et de jonc.

L'intérieur est peu éclatant, d'un éclat gras. Sa cassure est conchoïde. Il est parfaitement opaque, dur, mais moins dur que les variétés précédentes, aigre, facile à casser et peu pesant. On le trouve près de Straka, près de Bilin en Bohême, à Lessa près Karlstad et en Saarbruck.

Il est composé, d'après Rose, de

Silice. . . .	60,75
Alumine. . .	27,25
Magnésie . .	3,00
Oxide de fer .	2,50
Potasse . . .	3,66
	97,16

Werner a rangé cette variété parmi les produits pseudo-volcaniques, ou ceux qui sont plus ou moins altérés par un feu souterrain qui étoit dans leur voisinage.



Le *jaspe commun* présente toutes les couleurs qui appartiennent aux *jaspes*.

Le plus ordinairement il est compacte, quelquefois disséminé ou en couches, alternativement avec d'autres pierres. Ses couches sont quelquefois traversées par des filons de quartz.

L'intérieur est un peu éclatant, la cassure conchoïde ou esquilleuse ; les fragments sont indéterminés.

Il est opaque ou translucide vers les bords, moins dur que le quartz. Sa pesanteur spécifique est de 2,35 jusqu'à 2,7. On le trouve en Allemagne, en France, en Suède, en Hongrie, etc.

Il est composé, d'après Kirwan, de

Silice.	75
Alumine. . . .	20
Fer	5
	100

On polit différents *jaspes* et on en fait des tabatières, des manches de couteau ; on les emploie aussi dans la sculpture, etc.

Autrefois on classoit le *jaspe* parmi les argileux ; mais la grande quantité de silice que Rose et Kirwan y ont trouvée, l'a fait ranger parmi les siliceux.

JAYET. Bitumen gagatus. *Gagat.*

Ce fossile se trouve ordinairement en masse au bord du fleuve Gages en Lycie, en France, en Angleterre, etc.

Il est très-noir, d'un éclat foible, opaque et solide ; on peut le tourner et polir. Sa cassure est conchoïde. Sa pesanteur spécifique est de 1,259. En le chauffant, il répand l'odeur de l'asphalte. A une haute température, il brûle avec une flamme verdâtre.

A la distillation, il donne un acide particulier. On en prépare des laitons, des colliers, etc.

JENITE. *Jenit.*

La couleur de ce fossile est d'un noir foncé ou d'un

noir bruuâtre. Ou le trouve en masses et cristallisé. Le fossile compacte a une cassure rayonnée divergente. Sa forme générale est celle d'un prisme à 4 et à 8 pans, dont les sommets portent plus ou moins de facettes; mais ces sommets sont droits et les facettes y sont disposées régulièrement.

Il a pour forme primitive un prisme droit à base rhombe, dont les angles ont 112 degrés $\frac{1}{2}$ et 67 degrés $\frac{1}{2}$, ce qui le distingue encore plus essentiellement de l'épidote et de l'amphibole.

Les cristaux sont noirs, les faces latérales sont striées en long, les faces terminales sont lisses et brillantes, d'autres sont mates et d'un brun noirâtre.

La cassure est inégale, d'un éclat gras, comme le manganèse phosphaté.

On y remarque trois clivages, dont deux sont dans le sens parallèle à l'axe du prisme. Le troisième correspond à la petite diagonale du rhombe qu'on obtiendroit si l'on coupoit le prisme perpendiculairement. En examinant exactement ce fossile, on trouvera peut-être encore d'autres clivages.

Le *jenite* est opaque, demi-dur; il raie fortement le verre, et non le feldspath.

Sa pesanteur spécifique est 3,82 à 4,06.

Exposé à l'air, sa surface se couvre d'un enduit jaune ocré.

Au chalumeau il fond en un verre noir attirable à l'aimant. Il se dissout dans les acides et surtout dans l'acide muriatique.

Il est composé, d'après Descostils, de

Silice	28,0
Alumine	0,6
Chaux	12,0
Oxide de fer	55,0
Oxide de manganèse .	3,0
Perte	1,4
	100,0

Selon Vauquelin, il est composé de

Silice	29	30,0
Chaux	12	12,5
Oxide de fer . . .	57	57,5
	98	100
Perte	2	
	100	

Ce fossile a été découvert par le Lièvre, dans l'île d'Elbe. Il lui donna le nom de *jenite*, comme un hommage rendu à la société minéralogique de Jena, dont il est membre.

La gangue qui accompagne le *jenite* est verte, rayonnée et fibreuse comme l'actinote, dont elle est probablement une variété. Elles forment ensemble une couche puissante, renferment un peu de quartz et de l'arsenic ; elle repose sur le calcaire primitif. *Voyez* Journal de Chimie, t. 3, p. 86.

K

KALI. *Voyez* Alcali.

KAOLIN. *Voyez* Poterie.

KANEELSTEIN. Le *kaneelstein* que l'on trouve parmi les pierres précieuses de zircone, de Zeylan, est classé aujourd'hui, par Werner, comme une espèce particulière.

La couleur de ce fossile est le rouge d'hyacinthe, le jaune de miel et l'orangé. On le trouve en fragments anguleux avec quelques traces de terre sur une surface inégale. Son éclat est dû au hasard. L'intérieur est d'un éclat de verre. Sa cassure est conchoïde à petites concavités, en gros morceaux bruts; il est translucide et rempli de gerçures. Il est dur et aigre. Sa pesanteur spécifique est, selon Klaproth, de 3,530.

A la chaleur rouge, il n'éprouve pas d'altération sensible; au chalumeau, sur un charbon, il s'arrondit tranquillement en un verre d'un gris verdâtre foncé.

Le *kaneelstein* est composé, d'après Lampadius, de

Silice	42,8
Zircone.	28,8
Alumine	8,6
Potasse.	6,0
Chaux	3,8
Oxide de fer . . .	3,0
	93,0

Klaproth y a trouvé :

Silice.	38,80
Chaux	31,24
Alumine.	21,20
Oxide de fer . .	6,50
	97,73

D'après l'analyse de Klaproth, le *kaneelstein* ne pourroit pas rester parmi le zircone. Selon ses parties constituantes et surtout d'après ses caractères extérieurs, il a beaucoup d'analogie avec la variété rouge de l'idocrase orangée.

KARABE. *Voyez* SUCCIN.

KERMÈS (Graines de). *Voyez* TEINTURE.

KERMÈS MINÉRAL, OXIDE D'ANTIMOINE HYDRO-SULFURÉ. Kermes mineral, Sulphur stibiatum rubrum, Pulvis carthusianorum. *Mineralischer Kermes.*

La réputation de ce médicament date du XVIII[e] siècle. Le premier mode de le préparer a été indiqué d'abord par Glauber, ensuite par Lemmery. Le procédé fut connu plus tard en France; on le doit au frère Simon, qui l'avoit reçu comme un secret d'un chirurgien appelé La Ligerie; ce dernier en étoit redevable à Chastenay de Landau. Ce composé reçut sa dénomination de Simon, pharmacien des Chartreux.

Le gouvernement acheta le procédé de La Ligerie, et le fit publier en 1720.

D'après l'ancien procédé, on fait bouillir le sulfure d'antimoine avec une dissolution de nitre fixé par le charbon, pendant 2 heures. On filtre la liqueur bouillante d'où le *kermès* se précipite par le refroidissement. On répète cette ébullition trois fois avec une nouvelle quantité de potasse et d'eau. On réunit ensuite les différents *kermes* qu'on lave et qu'on fait dessécher. La Ligerie recommande aussi de faire brûler dessus, deux fois, de l'eau-de-vie, et de le dessécher ensuite.

Ce procédé est trop long et donne peu de *kermès*. On a un résultat plus avantageux en faisant bouillir pendant un quart d'heure, 2 parties de sulfure d'antimoine porphyrisé avec 4 parties de potasse purifiée, dissoute dans 24 parties d'eau; on filtre le liquide bouillant. On peut faire bouillir le sulfure d'antimoine qui reste sur le filtre, à plusieurs reprises, avec la même lessive de potasse, jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus de *kermès* par le refroidissement.

D'après la Pharmacopée de Berlin, on prépare le *kermès* en faisant fondre ensemble, dans un creuset, 2 parties de sulfure d'antimoine purifié avec une partie de carbonate de soude desséché ; on fait bouillir la masse refroidie et pulvérisée, pendant un quart d'heure, avec 6 à 8 parties d'eau. On filtre la liqueur bouillante d'où le *kermès* se précipite par refroidissement.

La lessive décantée peut être mise en ébullition avec le reste de sulfure d'antimoine, pour obtenir de nouvelles quantités de *kermès*.

On peut préparer le *kermès* immédiatement en versant dans du muriate d'antimoine un sulfure hydrogéné de potasse, ou en y faisant passer du gaz hydrogène sulfuré, où bien encore en agitant de l'oxide d'antimoine au *minimum* dans un flacon avec le sulfure hydrogéné de potasse et beaucoup d'eau (1).

Lorsqu'on a fait bouillir du *kermès* avec une dissolution de potasse, il devient d'abord blanc, et jaune ensuite. Le résidu est, selon Schrader, de $\frac{2}{5}$; il se précipite de la lessive $\frac{3}{5}$ d'une poudre foncée. Thénard et Proust ont pris ce précipité pour du soufre doré. Mais Schrader le considère comme du *kermès* non décomposé, qui étoit en dissolution par la potasse.

Le *kermes*, traité par l'acide muriatique, se convertit en une poudre noire qui est, d'après Proust, du sulfure d'antimoine. C'est aussi, d'après lui, la raison pour laquelle il se dégage si peu de gaz hydrogène sulfuré. Dans cette circonstance, l'hydrogène abandonne, selon Proust, le soufre pour attirer l'oxigène de l'antimoine. Le dernier

(1) M. Cluzel, neveu, s'est occupé particulièrement de la préparation du *kermès*. Ce chimiste a indiqué le procédé suivant :

Il consiste à prendre une partie de sulfure d'antimoine pulvérisé, 22 $\frac{1}{2}$ de carbonate de soude, et 250 parties d'eau de rivière, et moins pour une plus grande quantité de mélange. On fait jeter quelques bouillons avant d'ajouter le sulfure ; on fait ensuite bouillir 3 quarts d'heure au plus, dans une chaudière de fer : on filtre la liqueur chaude dans les terrines échauffées par l'eau bouillante, ayant soin de les couvrir. On laisse reposer pendant 24 heures, on décante, on lave le *kermès* avec de l'eau préalablement bouillie et refroidie, à l'abri du contact de l'air ; on fait ensuite sécher dans une étuve portée à 25° de température. (*Note des Traducteurs.*)

est ramené par-là à l'état métallique et se combine avec le soufre. *Voyez* Nouv. Journal de Chimie, t. 5, p. 569.

Pendant long-temps on a eu des idées erronées sur la nature du *kermès*. Geoffroy qui le premier en fit l'analyse, y trouva potasse 19, antimoine 23 et soufre 56. Mém. de Paris, 1734, p. 573.

Bergmann détermina les principes du *kermès*; il trouva antimoine 0,52, soufre 0,68. Il employa l'acide muriatique pour l'analyse du *kermès*. De 100 grains de *kermès* il a retiré 15 pouces cubes de gaz hydrogène sulfuré. *Voyez* ses Opusc. Dans un autre endroit, il donne pour résultat, oxide blanc d'antimoine 0,52, soufre 48.

Rose a fait dissoudre le *kermès* dans l'acide muriatique à l'aide de la chaleur; il se dégagea beaucoup de gaz hydrogène sulfuré, et il resta 3 centièmes de soufre. Par le fer, il précipita du muriate 0,52 d'antimoine métallique qui présente 0,67 d'oxide d'antimoine au *minimum*. Il estime la quantité d'hydrogène sulfuré, de 0,30 à 0,31. D'après cela, le *kermès* est, comme Berthollet l'a annoncé, un hydro-sulfure d'antimoine, qui diffère du soufre doré par une plus grande quantité de parties métalliques et par plus d'hydrogène sulfuré. Dans la préparation du *kermes*, l'eau se décompose de la même manière que celle contenue dans l'acide étendu, qui agit sur une substance métallique. L'antimoine métal dans le sulfure ne peut pas se dissoudre dans le sulfure de potasse. Pour que le métal passe à l'état d'oxidule, il faut que l'eau se décompose. L'hydrogène de l'eau se combine avec le soufre et forme l'hydrogène sulfuré qui, de son côté, s'unit à l'oxidule d'antimoine. *Voyez* Système de Pharmacologie, par Gren, 2e édit., p. 353.

Thénard a trouvé des proportions un peu différentes dans le *kermès*. Il dégagea le gaz hydrogène sulfuré par des acides, et il détermina la quantité de soufre en le convertissant par l'acide nitrique en acide sulfurique qu'il précipita ensuite par la barite; il marqua la quantité de sulfate de barite obtenu, qui lui indiqua la quantité d'acide sulfurique et celle de soufre. Il fit dissoudre l'oxide d'antimoine dans l'acide muriatique, qu'il précipita ensuite par l'eau. D'après cette analyse, il donna les rap-

ports suivants : oxide marron d'antimoine 72,760 (qui contient 0,16 d'oxigène), hydrogène sulfuré 20,298, soufre 4,156. La perte de 2,786 est de l'eau, etc.

Le *kermès* diffère donc, d'après Thénard, du soufre doré, en ce que l'antimoine est plus oxidé et qu'il contient une plus petite quantité de soufre.

Selon Schrader, la quantité d'hydrogène sulfuré est bien moindre qu'elle n'a été donnée par Rose et Thénard. Il a fait rougir 40 grains de *kermès*, préalablement desséché à 100 degrés centig., dans une cornue à l'appareil à mercure : il n'obtint pas un atome de gaz hydrogène sulfuré. Il trouva dans la cornue du sulfure d'antimoine et quelques gouttes d'eau dans le col. Dans ce cas, il s'est formé de l'eau, l'hydrogène s'est combiné avec l'oxigène de l'oxide d'antimoine, et le soufre est mis à nu.

Dix grains de *kermès*, traités par l'acide muriatique bouillant, ont donné 5 $\frac{1}{4}$ pouces cubes de gaz hydrogène sulfuré.

Il a fait bouillir du *kermès* avec l'huile de térébenthine jusqu'à ce que celle-ci refusât d'en dissoudre. Dans cette expérience, il ne s'est pas dégagé de gaz hydrogène sulfuré. On a lavé le *kermès* résidu avec de l'alcool absolu pour dissoudre l'huile de térébenthine. La liqueur jaune a été évaporée, il ne s'est pas cristallisé de soufre, mais il resta une masse brune résineuse qui avoit l'odeur du baume de soufre ; cette matière est analogue à celle qu'on obtient par l'évaporation de l'eau-mère du baume de soufre térébenthiné. Par ce résultat, la présence du soufre est mise hors de doute.

Le *kermès*, ainsi traité par l'huile de térébenthine, a été mis en contact avec l'acide muriatique qui donna $\frac{5}{8}$ pouce cube de gaz hydrogène sulfuré. Cette quantité pourroit être regardée, d'après Schrader, comme existante dans le *kermès*, parce que le soufre isolé a été enlevé auparavant par l'huile de térébenthine ; et les 4 $\frac{7}{8}$ pouces cubes de gaz hydrogène sulfuré, obtenus dans l'expérience de l'acide muriatique, seroient donc formés par le soufre et la décomposition de l'eau. *Voyez* Journal de Chimie, t. 3, p. 159.

Ce résultat s'accorde bien avec celui de Klaproth, sur le

kermès minéral naturel. D'après ses expériences, le gaz hydrogène sulfuré se forme pendant l'opération. Il seroit à désirer que Schrader eût fait ses expériences un peu plus en grand.

Proust ne donne pas de différence de degrés d'oxidation entre le *kermès* et le soufre doré. *Voyez* Nouv. Journ. de Chimie, t. 5, p. 566.

Malgré les recherches d'un grand nombre de chimistes si distingués, la nature chimique du *kermès* et sa différence d'avec le soufre doré, ne sont pas encore tout à fait éclaircies. Gehlen a versé, dans deux dissolutions d'émétique, dans l'une, du sulfure hydrogène de potasse, et dans l'autre, de l'hydro-sulfure de potasse sulfuré; les précipités se sont comportés comme du soufre doré et comme du *kermès*. D'après cela on seroit tenté de conclure que le soufre doré contient plus de soufre et moins d'hydrogène que le *kermès* (1).

KLEBSCHIEFER. Silex schistus adhæsorius Wern. *Klebschiefer.*

Le fossile qui se trouve en rognons disposés en couches

---

(1) Il est aisé maintenant de concevoir la théorie de cette préparation, surtout d'après les expériences de M. Cluzel.

Dans cette opération, l'alcali en contact avec le sulfure d'antimoine, s'empare de la plus grande partie du soufre; le sulfure alcalin qui en résulte opère la décomposition de l'eau; l'oxigène de l'eau se porte sur l'antimoine et le transforme en oxide d'antimoine. Son hydrogène s'unit au sulfure et donne naissance à l'hydrogène sulfuré, qui se partage en deux parties: l'une qui se joint à l'oxide d'antimoine sulfuré, d'où résulte le *kermès*; et l'autre se réunit à la base alcaline, et dissout le *kermès* qui se précipite.

La masse totale de ce composé se partage donc en deux portions différentes: l'une plus antimoniée et moins sulfurée, qui ne peut être tenue en dissolution à froid; l'autre, moins antimoniée et plus sulfurée, qui reste en dissolution, qui ne se sépare que par l'addition des acides, ce que l'on connoit sous le nom de *soufre doré*.

L'hydrogène sulfuré, suivant M. Cluzel, est la cause de la couleur du *kermès*.

D'après ses expériences, 10 grammes de *kermès* ont donné, par l'analyse, hydrogène sulfuré 2,162, soufre 0,2, oxide d'antimoine blanc 8,3.

Il suit de là que le *kermès* et le soufre doré sont des oxides d'antimoine hydro-sulfuré contenant peu de soufre, et qui ne diffèrent entr'eux qu'en ce que le premier est coloré par une grande quantité d'hydrogène sulfuré, par moins de soufre et d'oxigène. (*Note des Traducteurs.*)

interrompues, au milieu d'une argile feuilletée, à Mesnil-Montant, près Paris, est rangé par Werner comme une espèce particulière. Il possède la propriété de happer à la langue à un haut degré, ce qui lui a donné le nom de *klebschiefer*. Bucholz propose de le nommer *borstschiefer*, *silex schistus crepitorius*, parce que se fossile se dessèche toujours davantage et se fond en lames minces.

On trouve ce fossile compacte, d'une cassure schisteuse, mat, opaque, d'un gris jaunâtre ou d'un blanc verdâtre. Il est sec, friable ; sa poussière est maigre au toucher. Il exhale, en soufflant dessus, une odeur argileuse ; il absorbe plus que son poids d'eau, sans se diviser, et est infusible. Sa pesanteur spécifique est de 2,080.

Il contient, d'après

	Bucholz,	Klaproth.
Eau	19,0	22,00
Silice.	58,0	62,50
Alumine.	5,0	0,75
Oxide de fer	4,5	4,00
Oxide de manganèse.	4,5	0,00
Chaux	1,5	0,25
Magnésie.	6,5	8,01
Charbon	0,0	0,75
	99,0	98,25

Il existe une analyse antérieure, faite par Lampadius ; mais elle diffère beaucoup de celle de Bucholz et de Klaproth. *Voyez* Journal de Chimie, t. 2, p. 34, et Mém. de Klaproth, t. 4, p. 209.

KOLLYRITE. Sous ce nom, Karsten cite un fossile dans ses tables, qui a été trouvé à Stephani-Schacht, en Schemnitz, en Hongrie, qu'on avoit pris pour de l'alumine pure. Il est léger, très-friable, d'un blanc de neige, tache les doigts et happe fortement à la langue. En raison de cette dernière propriété, Karsten lui a donné le nom de *kollyrite* (de *Kollozion* en Dioscoride et Pline).

Klaproth l'a trouvé composé de

Alumine	45
Silice	14
Eau	41
	100

KRYOLITHE. *Voyez* CRYOLITHE.

KUPFERNICKEL. *Voyez* NICKEL.

L

LABORATOIRE. *Voyez* INSTRUMENTS.

LAINE. *Voyez* TEINTURE.

LAIT. Lac. *Milch.*

Le *lait* est un liquide qui se sépare dans des organes particuliers chez les femelles de mamifères, liquide qui est évidemment destiné pour la nourriture des petits.

Le *lait* varie dans ses propriétés, selon l'animal dont il est tiré; celui de vache a été particulièrement examiné, et c'est de ses propriétés qu'il sera question ici.

Le *lait* est un liquide blanc, opaque, d'une odeur particulière, foible et d'une saveur douce, agréable.

Il a plus de consistance et une pesanteur spécifique plus considérable que l'eau ; à une température de 1 degré au-dessous de 0, le *lait* gèle ; différents peuples du Nord le conservent dans cet état pendant quelque temps. Le degré de congélation du *lait* diffère dans le *lait* de différentes vaches. Le degré bouillant du *lait* est à peu près celui de l'eau.

D'après les expériences de Thénard, le *lait* frais rougit le papier de tournesol, ce qui dépend d'une petite quantité d'acide acétique libre.

Lorsqu'on laisse le *lait* pendant quelque temps en repos, il se réunit à la surface une substance jaune, épaisse, qui est la crême ; la crême est divisée dans le *lait* et s'élève dans sa séparation par rapport à sa pesanteur spécifique moindre. Dans l'été, il faut à peu près 4 jours de repos pour que la crême se sépare ; dans l'hiver, il faut presque le double de temps ; ce qui dépend évidemment de la température. Le *lait* écrêmé est moins dense et a un aspect bleuâtre.

Immédiatement après cette séparation, le *lait* commence à fermenter, il se forme un acide qui se combine avec la

matière caséeuse, la fait coaguler et la sépare sous forme concrète.

Il se forme un excès d'acide qui retient une partie de matière caséeuse en dissolution, d'où elle peut être précipitée par les alcalis.

Le contact de l'air n'est pas nécessaire pour faire coaguler le *lait ;* il coagule aussi bien dans des vaisseaux clos. Fourcroy et Vauquelin ont remarqué qu'il se dégageoit du gaz acide carbonique, ce qui est contesté par Thénard. La coagulation est singulièrement accélérée par une température de 37 degrés centig., et par l'addition d'un peu de pressure.

Le *lait* se divise en 3 parties : en crême, en matière caséeuse et en petit-*lait*.

La crême est jaune, grasse ; sa consistance augmente par le contact de l'air. Au bout de 8 jours, elle se couvre d'une moisissure et acquiert l'odeur de fromage.

Elle est composée de beurre, de matière caséeuse et de serum. Thénard remplit un flacon avec la crême fraîche, et chassa le reste de l'air par du gaz acide carbonique. Le flacon bien bouché, il l'agita pendant ½ heure. Il se forma bientôt du beurre. D'après cela, le beurre existe tout formé dans le *lait* et se sépare seulement du *lait* abandonné à lui-même. Ce beurre contient toujours ⅙ de son poids de matière caséeuse. *Voyez* les articles BEURRE et MATIÈRE CASÉEUSE ou FROMAGE.

Le serum ou petit-*lait* filtré est une liqueur douce d'un jaune verdâtre, qui contient toujours un peu de matière caséeuse en dissolution, qu'on peut séparer presqu'en totalité par une longue ébullition. Elle arrive à la surface en écume blanche qu'il faut enlever. Le serum ainsi privé de matière caséeuse, est sans couleur et n'a plus la saveur du *lait*. Par une évaporation lente, il s'en cristallise du sucre de *lait*, du sulfate et du muriate de potasse.

Pour reconnoître les substances dans le serum, Fourcroy et Vauquelin y ont versé de l'eau de chaux. Il se forma un précipité qui noircissoit au feu et qui exhaloit des vapeurs ammoniacales empyreumatiques, preuve qu'il étoit combiné avec une grande quantité d'une matière animale. Ils trouvèrent dans le résidu, après l'ignition,

du phosphate de chaux qui contenoit $\frac{1}{50}$ de phosphate de magnésie ; ils ont en outre séparé une petite quantité d'oxide de fer rouge.

D'après Schéele il se forme, pendant la fermentation du *lait*, un acide particulier qu'il a appelé *acide lactique*.

Pour isoler cet acide, il fit évaporer le serum fermenté jusqu'à $\frac{1}{8}$ de son volume, et il filtra pour séparer le reste de la matière caséeuse. Il satura le liquide par l'eau de chaux qui précipita du phosphate de chaux. Il sépara ensuite la chaux du liquide filtré par l'acide oxalique. Evaporé à consistance de miel, on dissout l'acide par l'alcool, le sucre de *lait* et les autres substances restent sur le filtre. Si l'on distille l'alcool, on trouve l'acide lactique dans la cornue.

Fourcroy et Vauquelin, en distillant l'acide lactique de Schéele, ont obtenu pour produit dans le récipient, un liquide incolore, semblable au vinaigre distillé.

Le résidu dans la cornue étoit un liquide brun acide, combiné avec une matière animale, quelques sulfates et des muriates.

Fourcroy et Vauquelin déclarent l'acide lactique pour de l'acide acétique uni à une matière animale, à un peu de sulfate et du muriate de potasse, et à une substance bitumineuse qui, étant desséchée et pulvérisée, ressemble au charbon de terre. L'acide lactique a beaucoup d'analogie avec le vinaigre qu'on retire du blé fermenté.

Pour séparer l'acide acétique qui se trouve dans le *lait*, Thénard emploie le moyen suivant : il fait évaporer le *lait* jusqu'à siccité, traite le résidu pour saturer l'acide par l'eau de barite, fait évaporer de nouveau et verse de l'alcool sur la masse. Ce que l'alcool ne dissout pas est traité par l'eau ; il distille le liquide filtré avec l'acide phosphorique ; il a obtenu pour produit de l'acide acétique.

La matière animale dans l'acide lactique de Schéele, a beaucoup d'analogie avec le gluten fermenté ; elle est dissoute dans le serum et n'en est pas précipitée par les acides. C'est elle qui forme un précipité avec l'acide muriatique oxigéné, avec la teinture de noix de galle, avec les dissolutions métalliques, et qui se convertit en acide acétique.

On n'a pas rencontré de phosphates alcalins dans le *lait*.

L'alcool fait coaguler le *lait* ; la matière caséeuse, sé-

parée par ce moyen, acquiert, par la dessiccation, un aspect demi-transparent, corné, et laisse suinter à sa surface du beurre, en forme de gouttelettes d'huile. Au reste elle est combinée avec tout le phosphate de chaux du *lait*, tandis que par la coagulation spontanée du *lait*, tout le phosphate de chaux se trouve en dissolution dans le serum par l'acide acétique, produit de la fermentation.

La coagulation du *lait* par les acides s'opère en ce que les acides forment une combinaison insoluble avec la matière caséeuse. Lorsqu'on ajoute exactement autant d'acide qu'il est nécessaire pour sa coagulation, tout l'acide est combiné avec la matière caséeuse, et le serum n'en contient pas un atome. Un excès d'acide dissout une quantité de *caseum*. Comme le *lait* est déjà naturellement un peu acide, il faut que la matière caséeuse soit déjà combinée avec lui, ce qui contribue probablement à l'opacité du *lait*.

Lorsqu'on distille du *lait* au bain-marie, il passe une liqueur qui a l'odeur particulière du *lait*. Elle se putréfie facilement. Au bout de quelque temps, le *lait* coagule, ce qui a toujours lieu quand on chauffe l'albumine jusqu'à un certain degré de température (et la matière caséeuse dans le *lait*, ne diffère pas de l'albumine). Il reste une substance jaunâtre, grasse. En continuant le feu, il passe un acide et ensuite une huile épaisse noire. Vers la fin de la distillation, il se dégage du gaz hydrogène carboné. Le charbon qui reste dans la cornue, contient les différents phosphates cités ci-dessus.

Le *lait* passe très-facilement à la fermentation acide; les orages favorisent singulièrement son acidification. Après l'ébullition, il ne s'acidifie pas si rapidement. On peut convertir le *lait* en vinaigre par le procédé suivant: on renferme dans une bouteille, 8 livres de *lait* avec 5 cuillerées d'alcool; on ouvre de temps en temps le bouchon pour laisser dégager le gaz acide carbonique; à une température convenable, au bout d'un mois, le serum est converti en vinaigre. Dans cette fermentation, il se forme aussi un peu d'ammoniaque qui s'unit à l'acide acétique.

D'après Fourcroy et Vauquelin, ce n'est pas le sucre

de *lait* qui opère la fermentation acide, c'est plutôt un mucilage animal qui a quelque analogie avec le gluten, mais qui en diffère beaucoup, en ce qu'il est plus soluble dans l'eau, et en ce qu'il fermente plus rapidement.

Ils supposent que la matière animale se décompose de la manière suivante : une partie d'azote se combine avec l'hydrogène et forme de l'ammoniaque, l'oxigène se porte en grande quantité sur le carbone et l'hydrogène, et forme de l'acide acétique, d'où résulte une plus grande quantité de carbone et d'hydrogène, et moins d'oxigène et d'azote se combinent pour former la substance bitumineuse qui se dissout dans le vinaigre, se colore par la chaleur, et qui donne une odeur empyreumatique à l'acide distillé.

Le *lait* est, pour ainsi dire, la seule humeur animale susceptible de la fermentation vineuse. Des voyageurs rapportent que les Tartares font depuis un temps immémorial avec le *lait* de jument une boisson aigrelette, qu'ils appellent *kumiss*, et qu'ils obtiennent aussi une liqueur enivrante. Griève rapporte le procédé des *Baschkires* : ils mêlent dans un vaisseau de bois, du *lait* frais de jument avec 6 parties d'eau. Comme ferment, ils y ajoutent $\frac{1}{8}$ de *lait* de vache très-aigre, et ce qui vaut encore mieux, un peu de vieux *kumiss* ; ils mettent sur le vaisseau une converture, et ils l'exposent dans un endroit chaud. Au bout de 24 heures, il se rassemble à la surface une substance épaisse qu'on remue avec un bâton, jusqu'à ce qu'elle soit bien divisée dans le liquide. Au bout de 24 heures encore, on agite le *lait* dans une chaudière étroite, jusqu'à ce qu'il soit parfaitement homogène. Dans cet état, il présente le *kumiss*, boisson d'une saveur douceâtre, aigrelette. Les Tartares ont assuré à Griève que cette boisson pourroit se conserver pendant 3 mois dans des vaisseaux clos.

Caton rapporte que les Arabes et les Turcs préparent une boisson semblable, que les premiers appellent *leban*, et les seconds *yaourt*.

Cette liqueur devient plus aigre à la longue, et se dessèche enfin sans se putréfier.

On la conserve dans cet état sec ; elle sert à faire une boisson en l'étendant d'eau, ou bien on la mange.

D'après Morico Paolo, les Tartares, vers le XIII siècle, retirèrent déjà du lait de jument une liqueur spiritueuse distillée, qu'ils appeloient *ariks*. Selon Pallas, ils emploient le *lait* de vache au défaut du *lait* de jument ; mais dans ce cas, ils obtiennent beaucoup moins de liqueur spiritueuse. Le lait de jument donne $\frac{1}{3}$ de liqueur alcoolique, tandis que le *lait* de vache n'en donne que $\frac{2}{7}$.

Les Calmouks distillent du *lait* de jument un alcool qui est plus fort que l'eau-de-vie de grains.

Oseretskowsky a observé que le *lait* doit avoir toutes ses parties constituantes pour qu'il se forme de l'alcool, et qu'une longue agitation favorise sa formation. *Voyez* spec. in augurale de spirit. ardent. ex lacte bufulo. Argent. 1778.

Fourcroy et Vauquelin n'ont pas retiré de l'alcool du *lait* fermenté. Comme le sucre de *lait* ne peut pas produire de fermentation vineuse, ils soupçonnent que la petite quantité d'alcool obtenu par quelques chimistes, provient d'une matière sucrée contenue dans le *lait*.

D'après Schéele, le *lait* ne paroît pas propre à subir la fermentation vineuse : il dit que le *lait* fermente sans qu'il se forme de l'eau-de-vie.

Le *lait* est donc composé de beaucoup d'eau qui tient en dissolution 0,02 de sucre de *lait*, du mucilage animal, du muriate et du sulfate de potasse, et un peu d'acide acétique. Fourcroy et Vauquelin n'ont pas décidé si le fromage qui y existe à peu près dans la proportion de 0,1, y est véritablement en dissolution.

Les autres substances sont seulement en suspension dans le *lait*, comme le beurre dont on trouve environ 0,08, les phosphates de chaux, de magnésie et de fer qui se déposent avec la matière caséeuse, pourvu cependant que le *lait* ne contienne pas un grand excès d'acide.

La connoissance de la nature du *lait* conduit à quelques résultats importants pour la physique animale.

La présence de phosphate de chaux et de magnésie, peut faire concevoir la croissance rapide des animaux qui n'ont d'autre nourriture que du *lait*, ensuite,

comment le phosphate de fer ainsi que le *lait* peuvent se convertir en sang coloré.

Le *lait* de vache pris immédiatement après que la vache a vélé (*colostrum primum*), est jaune, épais, visqueux, mêlé parfois de stries de sang. Sa pesanteur spécifique est à celle de l'eau, comme 1072 est à 1000; il coagule promptement au feu et blanchit. Seize cents parties ont donné 187 de crême, 18 de beurre, et 300 de fromage. Dans l'été, au bout de huit jours, il se putréfie entièrement.

D'après ces propriétés, le premier *lait* est beaucoup plus animalisé que n'est le *lait* ordinaire, et le serum dont il ne contient qu'une petite quantité, s'approche du serum de sang; il contient au contraire beaucoup de crême et de beurre.

La nourriture a une influence sur la nature du *lait*. Le *lait* des vaches qui sont nourries d'épeautre et de blé de Turquie, est doux et sucré. La saveur est moins agréable lorsqu'elles mangent du choux. Les feuilles de pommes de terre et l'herbe, rendent le *lait* encore moins sucré et plus aqueux. Certains végétaux, comme la *mercuriale, mercurialis perennis*, paroissent opérer une décomposition du *lait*. Sa couleur est bleue, la crême ne se sépare pas, et on ne peut pas en retirer le beurre.

Quelquefois le *lait* est visqueux, et son serum se tire en filets; dans ce cas, on dit que le *lait* est *long*.

Le *lait* de femme est foiblement bleuâtre, sa saveur est plus douce que celui de vache. La pesanteur spécifique est 1,029. Au bout de quelque temps, la crême se sépare, et le *lait* écrêmé est analogue à un serum bleuâtre.

Parmentier dit avoir retiré du *lait* de femme de la matière caséeuse. D'après Clarke, le *lait* de femme n'en contient pas; le coagulum rendu par les enfants qui tettent est selon lui une matière visqueuse formée par la crême.

Lorsqu'on agite la crême de *lait* de femme pendant long-temps, on n'obtient pas de beurre. Au bout de quelques jours, elle se divise en 2 parties, dont la couche supérieure est une substance blanche, grasse; la couche

inférieure est le serum, contenant en dissolution le sucre de *lait*.

Le *lait* de femme diffère de celui de vache, en ce que la matière caséeuse s'y trouve en bien plus petite quantité, et que le beurre est si intimement lié avec la matière caséeuse, qu'on ne peut pas l'en séparer, et en ce qu'il contient une plus grande quantité de sucre de *lait*.

Le *lait* de femme est au reste sujet à beaucoup de variations, qui dépendent de la nourriture, des affections morales, etc.

Le *lait* d'ânesse est toujours très-blanc, et s'approche, d'après *Stiprian*, du *lait* de femme. Le beurre qu'on retire de la crême est blanc, mou et sans saveur; il diffère du *lait* de vache, en ce qu'il donne moins de crême, qu'il contient moins de matière caséeuse et plus de sucre de *lait*.

Le *lait* de chèvre est très-blanc, d'une odeur particulière et d'une saveur douceâtre un peu fade. Sa pesanteur spécifique est 1,036, l'eau étant à 1,000. La crême donne un beurre blanc qui ne laisse rien déposer par la fusion. Le fromage est très-gras et d'une saveur agréable.

D'après Stiprian, 1600 parties de *lait* de chèvre donnent 127 de crême, 73 de beurre, 146 de fromage, et 70 de sucre de *lait*.

Le *lait* de brebis a la plus grande analogie avec le *lait* de vache. On obtient de la crême, un beurre d'un jaune pâle, qui n'a jamais la consistance de beurre de vache. Il devient rance très-facilement.

La matière caséeuse est toujours grasse et visqueuse, sans acquérir beaucoup de solidité.

Seize cents parties de *lait* de brebis contiennent, d'après Stiprian, 185 de crême, 93 de beurre, 246 de fromage, et 67 de sucre de *lait*.

Le *lait* de jument a une odeur particulière de cheval. Sa pesanteur spécifique est de 1,045, celle de l'eau étant 1,000. D'après Parmentier, il entre facilement en ébullition; il se sépare du *lait* de jument nouvellement trait, une crême jaunâtre qui ne donne pas de beurre.

Selon Stiprian, 1600 parties contiennent 13 de crême; 26 de matière caséeuse, et 40 de sucre de *lait*.

Il résulte de ces analyses que tous les *laits* contiennent de la crême qui est plus ou moins épaisse.

Le beurre de *lait* de vache et celui de chèvre se séparent à peu près avec la même facilité.

Le *lait* de brebis donne un beurre mou; c'est lui qui, de tous les *laits*, donne le plus de crême et la plus grande quantité de beurre.

Le *lait* d'ânesse donne la plus petite quantité de matière caséeuse.

Cadet-de-Vaux a employé le *lait* pour la peinture en détrempe, en mêlant à une pinte et demie de *lait* décrêmé, 6 onces de chaux nouvellement éteinte, 4 onces d'huile de lin, et 5 livres de blanc d'Espagne. Il faut ajouter l'huile successivement à la chaux délayée, en remuant toujours. L'huile se combine avec la chaux, et forme un savon calcaire; on y ajoute ensuite les matières colorantes.

Voyez *Gessner*, de Lacte et operibus lactariis, Tigur.; *Parmentier* et *Deyeux*, Traité sur le *lait*; *Thenard*, Annal. de Chim., t. 59, p. 262; *Fourcroy et Vauquelin*, Mém. de l'Institut, t. 6, p. 332.

Lait de beurre. *Voyez* Beurre.

Lait de chaux. *Voyez* Chaux.

LAITON, CUIVRE JAUNE. Orichalcum, Aurichalcum. *Messing*.

Le *laiton* est un composé de cuivre et de zinc; on le prépare en faisant fondre ensemble un mélange d'oxide de zinc, de charbon et de cuivre. Le zinc réduit par le charbon, se combine alors avec le cuivre.

Le cuivre qu'on emploie pour la préparation du *laiton*, doit être exempt de plomb; sans cela, le *laiton* devient aigre, et acquiert une couleur pâle. Le meilleur cuivre pour cette opération, est le cuivre de Suède, de Japon, et celui de l'île Anglesea. En Angleterre, on fait granuler le cuivre qui sert pour faire le *laiton*. Pour le *laiton* en saumon, on le granule dans l'eau froide, d'où résultent

des morceaux rudes en forme de plume ; pour celui qui est destiné à la filière, on granule le cuivre dans l'eau chaude, alors les grains sont lisses et en forme de féve. Au Hartz, on emploie des fragments de cuivre, et le cuivre rosette en lames minces.

L'oxide de zinc ou la calamine, doit être préalablement bocardé, tamisé et lavé pour en séparer la litharge. Dans quelques fabriques, on le fait griller pour le rendre plus facile à pulvériser. Quand la calamine a été lavée, il faut la dessécher après pour éviter l'emploi d'une plus grande quantité de combustible. On peut employer aussi pour le *laiton* la cadmie artificielle (cadmie des fourneaux) qui se produit dans la réduction des mines de zinc.

Gellert a essayé de faire du *laiton* avec du sulfure de zinc (blende), mais il étoit aigre et n'avoit pas une belle couleur. Duhamel et Jars ont obtenu un beau *laiton* en employant la blende grillée. Chaptal trouva que si la blende n'étoit pas privée entièrement du soufre, le laiton étoit noir et cassant.

Les proportions du cuivre et de calamine varient : au Hartz on prend 30 parties de cuivre contre 45 de calamine; à Cassel, 50 contre 60; en Suède, 30 contre 46; en Angleterre, 40 contre 60; en France, 35 contre 46. Dans quelques fonderies, comme à Cassel et en Suède, on y ajoute encore 20 à 30 de vieux *laiton*.

Pour faire le *laiton* on prend de la poussière de charbon provenant de bois dur, moitié de la dose de calamine employée.

On commence par humecter la cadmie ainsi que le charbon, on les mêle exactement dans un cuvier; on en fait des couches dans un creuset de terre, et on couvre le creuset avec une couche de charbon. On place 6 à 8 de ces creusets sur une grille d'un fourneau rond qui a la forme d'un cône raccourci, et on met un creuset vide au milieu. On met le charbon autour des creusets et en-dessus.

A la chaleur rouge, l'oxide de zinc se réduit, se fond; la partie qui ne brûle pas, se combine avec le cuivre et forme le *laiton*. La cémentation dure à peu près 10 à 12 heures. Vers la fin de l'opération, on augmente la

chaleur pour que le *laiton* formé devienne fusible ; on le coule dans le creuset vide du milieu, on remue avec un crochet de fer, on enlève la couche supérieure qui n'est pas métallique, et on le coule entre deux pierres pour former des lames, dont on peut maîtriser l'épaisseur en approchant les pierres plus ou moins.

On coupe les plaques de *laiton*, on les bat et on les frotte après les avoir arrosées d'eau aiguisée d'acide sulfurique ou avec le produit acide du goudron.

Le *laiton* pèse ordinairement $\frac{1}{3}$ de plus que le cuivre employé ; 40 livres de cuivre donnent 55 à 56 livres de *laiton*. A Neustadt Eberswalde, on obtient de 110 parties de cuivre avec 1 $\frac{1}{2}$, autant de cadmie, 150 à 154 parties de *laiton*. Moins la quantité de zinc est grande, plus la couleur jaune de cuivre est foncée.

On se procure un *laiton* plus ductile en faisant fondre ensemble du cuivre avec le zinc dans un vaisseau clos. Dans la fabrication du *laiton*, tout le zinc réduit ne se combine pas avec le cuivre ; une partie brûle avec une flamme bleue et se sublime sous forme de fleurs de zinc.

Lorsqu'on expose le *laiton* à un feu violent, il se décompose, le zinc brûle et se volatilise. On ne pourroit cependant pas par ce moyen faire l'analyse du *laiton*, parce qu'on ignore si tout le zinc est volatilisé, ou si le cuivre lui-même n'a pas subi quelques pertes. L'analyse est plus sûre par la voie humide ; pour cela, on dissout le *laiton* dans l'acide nitrique, on verse dans la liqueur un grand excès de potasse caustique, qui redissout l'oxide de zinc, et qui laisse intact l'oxide de cuivre. (Vauquelin dans le Journal de Schérer, t. 3, p. 336.)

Klaproth conseille, pour analyser le *laiton*, de le dissoudre dans de l'acide nitrique étendu de 4 parties d'eau, et de verser la dissolution dans un vase plat dont le fond est couvert d'une lame de plomb. Au bout de quelques jours, le cuivre est précipité en état de métal. Après avoir séparé le cuivre, on concentre la liqueur par évaporation, on en précipite le plomb par du sulfate de soude, et on précipite ensuite de la liqueur filtrée le zinc par du carbonate de soude. Cent parties de zinc métallique donnent 175 parties de carbonate de zinc, qui, après l'ignition,

laissent 123 parties d'oxide de zinc. Pour sûreté de l'analyse, l'oxide a été dissous dans l'acide acétique, d'où l'acétate de zinc cristallisa en lames à 6 faces.

Les fabriques les plus importantes de *laiton* se trouvent en Suède, surtout dans les environs de Nerkioping, en Angleterre et au Hartz.

Les anciens connoissoient le *laiton;* ils le préparèrent par la fusion du cuivre avec la cadmie; ils prirent ce dernier pour une terre; car Festus dit : *Cadmea terra in æs conjicitur ut fiat orichalcum.* Pline appelle le *laiton* en masse, *aurichalcum*, et celui en plaques *æs coronarium*, parce que les comédiens employèrent ce dernier pour en faire des couronnes (Plin. Hist. nat., t. 34, p. 8).

Il résulte, d'un passage d'Aristote, qu'un peuple habitant du Pontus Euxinus, avant les Grecs et les Romains, connoissoit l'art de faire le *laiton.* Il dit dans son ouvrage de *mirabilibus auscultationibus : Æs Mosinoecum splendidiore candere eminere ferunt, non adjecto stanno, sed terra quadam isthic nascente simul in coctum. Atque ejus ad temperaturæ primum inventorem celata arte, neminem docuisse et proinde primorum temporum æramenta iis in locis posterioribus longe præstantiora deprehensum.*

Voyez *Gallon*, l'Art de convertir le cuivre rouge en *laiton*, Paris, 1764; Hildebrand, Encyclopédie de chimie; et Chaptal, Chimie appliquée aux arts, t. 3, p. 295.

LAPIS LAZULI, PIERRE D'AZUR. Silex lazulus Wern. *Lasurstein.*

Le nom de ce fossile dérive du persan, en raison de sa belle couleur bleue.

On le trouve compacte et disséminé, quelquefois en galets. Clément et Désormes l'ont trouvé cristallisé; la forme des cristaux, d'après Lermina, étoit d'un octaèdre à faces rhombes. Il a une cassure mate presque terreuse, imprégnée de pyrites. Il est fragile et demi-dur; sa pesanteur spécifique est, d'après Blumenbach, 2,771. A un feu violent et continu, Klaproth l'a vu se vitrifier. On le rencontre en Europe, Asie et Amérique, et d'une grande beauté sur le Baikal.

Klaproth en a retiré les substances suivantes :

Silice	46,00
Alumine	14,50
Carbonate de chaux	28,00
Sulfate de chaux .	6,50
Oxide de fer . .	3,00
Eau.	2,00
	100,00

Guyton croit que le principe colorant est un sulfure de fer bleu : d'après ce chimiste, on peut l'imiter, en combinant du sulfure de fer artificiel avec des terres. *Voyez* Annal. de Chim., t. 34, p. 34.

On emploie le *lapis lazuli*, surtout pour en préparer l'*outremer*.

Le premier mode de préparation a été décrit par *Alexius Pedemontames*.

On fait rougir le fossile et on le projette dans l'alcool, ce qu'on répète plusieurs fois; on le porphyrise ensuite en une poudre impalpable en l'humectant toujours d'alcool. On lave la poudre et on la fait dessécher.

On fait fondre la poudre sèche dans un vase vernissé avec un mélange d'un mastic de poix, de cire et d'huile de lin. Pour avoir un mélange bien intime, on porte la poudre petit à petit dans la masse fondue, et on remue bien. La masse refroidie, on la met dans l'eau tiède et on la broie sous un rouleau. L'eau devient trouble; on la décante et on y verse d'autre eau, qui commence bientôt à prendre une belle couleur bleue. Lorsqu'elle est suffisamment chargée de principe bleu, on la laisse déposer dans de grands vases. On lave ainsi le résidu jusqu'à ce que l'eau acquière une couleur sale. La poudre provenant des premiers lavages est la plus belle.

Le meilleur *lapis lazuli* ne fournit que 0,02 à 0,03 de bel outremer. Il n'est pas encore parfaitement pur, mais il l'est 15 à 20 fois plus que le *lapis*. Clément et Désormes se sont servis de cet outremer pour leurs expériences. Ils lui ont reconnu les propriétés suivantes :

Sa pesanteur spécifique est de 2,36.

Il retient encore des parties huileuses et résineuses qui se décomposent au feu. Le charbon qui en provient brûle entièrement au contact de l'air. L'outremer paroît rouge pendant l'ignition, et reprend sa belle couleur bleue après le refroidissement ; il perd un peu de sa qualité par cette opération.

A une température de 1500 degrés centig., l'outremer se fond en un émail noir ; mais quand il a été purifié entièrement de son mastic, il fond en verre blanc. Par la fusion, il perd 0,12 de son poids.

Traité avec le borax, il fond en un verre transparent ; il se dégage un peu de gaz acide carbonique et du soufre.

Lorsqu'on fait passer du gaz oxigène à travers l'outremer en ignition, il devient d'un vert sale et augmente de 0,01 en poids, ce qui provient sans doute de l'acide sulfureux qui se forme. Le gaz hydrogène lui enlève le soufre et lui donne une couleur rougeâtre ; il ne paroît pas qu'il se forme de l'eau ; il y a cependant une perte en poids qui augmente un peu la quantité de soufre.

Le soufre fondu, l'eau chargée d'hydrogène sulfuré et l'eau de chaux n'altèrent pas l'outremer.

L'eau de barite le décolore par la chaleur, et dissout de la silice et de l'alumine.

Les acides sulfurique, nitrique, muriatique, et muriatique oxigéné, décolorent subitement l'outremer. Les trois premiers en état de concentration, en forment une gélatine épaisse. Le dernier le dissout en totalité. Les acides sulfurique et muriatique étendus d'eau, en dégagent du gaz hydrogène sulfuré ; avec l'acide nitrique, il se forme du gaz nitreux et de l'acide sulfurique.

Les lessives de potasse et de soude chauffées avec l'outremer, diminuent son poids, et elles se chargent d'alumine ; la couleur ne l'altère pas. Lorsqu'on fait chauffer fortement la potasse avec l'outremer, sa couleur est détruite. L'ammoniaque n'agit pas sur l'outremer. Lorsqu'on fait chauffer l'outremer avec de l'huile, son poids se trouve diminué après le lavage avec la potasse.

L'analyse de l'outremer a offert de grandes difficultés ;

Clément et Désormes en ont cependant tiré le résultat suivant :

Silice	35,8
Alumine	34,8
Soude.	23,2
Soufre.	3,1
Carbonate de chaux	3,1
	100,0

Ils ont remarqué, à chaque analyse, une perte de 0,5 environ.

Le carbonate de chaux n'appartient pas essentiellement à l'outremer. Le fer n'en fait pas non plus une partie constituante, car dans l'outremer de la plus grande beauté, ils n'en ont pas rencontré ; on y trouve cependant toujours du soufre.

Clément et Désormes ont donné, par la séparation de l'outremer, la théorie suivante : le mastic qu'on ajoute au *lapis lazuli*, est destiné à unir l'huile à l'outremer pour former avec la soude de l'outremer, une espèce de savon que l'eau tiède enlève en le rendant un peu soluble, tandis que la gangue reste unie au mastic, au milieu duquel elle ne se mouille pas, à beaucoup près, aussi aisément que l'outremer, puisqu'elle manque de soude, et elle ne peut par conséquent glisser comme lui sur la matière grasse, résineuse, qui forme pour elle une espèce de filet. En un mot, le procédé d'extraction de l'outremer est un véritable savonnage. *Voyez* Annales de Chimie, t. 57, p. 317.

LAQUE. *Voyez* TEINTURE.

LARMES. Humor lacrimalis. *Thrænenfeuchtigkeit.*

Les *larmes* sont une humeur qui se sépare d'une glande conglomérée, et qui, étendue par le liquide aqueux, est transpirée par les vaisseaux de la conjonctive.

Cette liqueur est claire comme de l'eau, sans odeur, d'une saveur saline et d'une pesanteur spécifique plus considérable que l'eau. Elle verdit la couleur bleue de

violette et de mauve ; cette couleur est constante à l'air, ce qui prouve que le liquide contient un alcali fixe.

Lorsqu'on fait chauffer l'humeur des *larmes*, il se forme à la surface des bulles comme dans une liqueur mucilagineuse. Evaporée à siccité, il reste tout au plus 0,4 de matière jaune, d'une saveur âcre. A la distillation, on obtient beaucoup d'eau, quelques traces d'huile, de l'ammoniaque et un charbon salin. La cendre contient du muriate et du carbonate de soude, une petite quantité de phosphate de soude et du phosphate de chaux.

Lorsqu'on expose les *larmes* dans un vase plat à l'air chaud, le liquide devient visqueux sans perdre la transparence ; il acquiert une couleur d'un jaune verdâtre. Il se forme des cristaux cubiques qu'on peut dissoudre dans l'alcool sans attaquer la partie mucilagineuse ; ces cristaux ont un excès d'alcali. La masse desséchée provenant de l'exposition des *larmes* à l'air, ne se dissout plus avec la même facilité dans l'air.

Les alcalis dissolvent les *larmes* desséchées et présentent une liqueur limpide.

Les eaux de chaux, de barite et de strontiane, n'agissent pas sur les *larmes ;* mais dans les *larmes* desséchées à l'air, ces eaux forment un précipité qui est du carbonate terreux ; cela provient de ce que la soude des *larmes* avoit attiré de l'acide carbonique. L'alcool précipite des *larmes* des flocons blancs, et dissout les sels.

Les acides n'ont pas d'autre action sur les *larmes* que de saturer la soude ; mais le résidu évaporé des *larmes* se comporte tout autrement envers les acides. Quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, y opèrent une effervescence très-vive, accompagnée de vapeurs blanches ; il se dégage de l'acide carbonique et de l'acide muriatique. Les acides muriatique et acétique en dégagent seulement de l'acide carbonique.

L'acide muriatique oxigéné, fait coaguler foiblement les *larmes ;* il se précipite des flocons blancs qui deviennent jaunes par un excès d'acide. Au moment où ces flocons se forment, l'acide perd son odeur, et il paroît avoir cédé son oxigène à la liqueur.

Des phénomènes à peu près semblables se produisent à la longue par l'air atmosphérique. On remarque chez des personnes qui ont le sac lacrymal obstrué de manière que les *larmes* sont obligées d'y séjourner quelque temps, que par une légère compression il en sort une substance jaune épaisse. Cette masse se forme aussi pendant le sommeil dans les angles.

Ces expériences prouvent que les *larmes* sont composées de beaucoup d'eau, et d'un mucilage animal gélatineux, de muriate de soude, d'une petite quantité de soude pure et de phosphate de chaux.

Cette humeur se distingue par l'avidité d'absorber l'oxigène, et de former avec lui une masse concrète. Dans certains cas qui sont rares, cependant, on a remarqué que les *larmes* étoient tellement chargées de sel, qu'il en cristallisoit immédiatement après avoir coulé.

Le phosphate de chaux peut être aussi parfois tellement abondant, qu'il se sépare en concrétions, qui s'accumulent autour des glandes lacrymales.

Les *larmes* ont été analysées par Fourcroy et Vauquelin. Ils se sont procuré de cette humeur des personnes qui pleuroient beaucoup, ou bien en les faisant couler par le pincement du nez. *Voyez* Annal de Chimie, t. 10, p. 113.

LAZULITE. Lazulithes. *Lazulith.*

La couleur du *lazulite* tient le milieu entre le bleu de Prusse et le smalt. Il est compacte, disséminé et cristallisé en prismes à 4 faces.

La surface est ou lisse, ou striée en long. L'extérieur a un éclat de verre, l'intérieur a l'éclat de la cire. Les fragments sont indéterminés, à bords obtus; il est opaque, demi-dur, aigre, facile à casser. On le trouve dans le pays de Salzbourg près de Werfen. Il est accompagné de quartz ou de barite sulfatée.

C'est ainsi que Léonhard décrit ses caractères. Il déclare le siderite de Trommsdorff et de Bernhardi pour du *lazulite*.

Le fossile est composé de

Alumine	66,0
Magnésie	18,0
Silice	10,0
Chaux	2,0
Oxide de fer . . .	2,5
	98,5

Klaproth a trouvé dans le *lazulite* de Krieglach :

Alumine	71,00
Silice	14,00
Magnésie. . . .	5,00
Chaux.	3,00
Oxide de fer . .	0,75
Potasse.	0,25
Eau	5,00
	99,00

LEHMANITE. *Voyez* Jade.

LÉPIDOLITE, MICA GRENU. Lepidolithes. *Lepidolith.*

L'abbé Poda paroît avoir indiqué le premier ce fossile, et Born en a donné la description. On l'a trouvé en Moravie, en Sudermannland en Suède. Dans ce dernier endroit, on le trouve en morceaux considérables dans le granit.

Il est en lames minces, semblable au mica, qui sont d'un éclat noir.

Il est translucide, un peu dur, ne fait pas feu au briquet, facile à pulvériser. Sa pesanteur spécifique est 2,816 à 2,8594. Sur un charbon ardent, il devient d'un blanc laiteux, opaque, se boursouffle en forme de branches.

On le trouve d'un bleu de violet, de lilas, de blanc et de jaune.

A cause de sa couleur lilas, on l'avoit nommé *lilalithe.* Klaproth a proposé le nom de *lépidolite,* qui signifie *pierre à écailles.*

Klaproth trouva dans le *lépidolite* bleu :

Silice	54,50
Alumine	38,25
Potasse.	4,00
Oxide de manganèse et de fer .	0,75
	97,50

Dans le *lépidolite* de la rivière Rulaer, Trommsdorff a trouvé :

Silice	52,00
Alumine	31,00
Chaux.	8,50
Oxide de fer . . .	0,25
Potasse.	7,00
	98,75

LESSIVE CAUSTIQUE. *Voyez* POTASSE.

LEUCITE, AMPHIGÈNE. Leucites, Luzite. *Weisser Granat.*

Ce fossile se trouve dans la basse Italie, surtout dans le voisinage du Vésuve.

Il est presque toujours cristallisé. La forme primitive est, selon Haüy, le cube ou le dodécaèdre rhomboïdal; sa molécule intégrante est le tétraèdre. Toutes les variétés observées sont des polyèdres. On remarque quelquefois, sur les cristaux, des fêlures parallèles à la petite diagonale des trapézoïdes. On les trouve depuis la grosseur d'une tête d'épingle jusqu'à celle d'un pouce.

La couleur de la *leucite* est plus ou moins blanche. Sa cassure transversale est lamelleuse, et sa cassure longitudinale est un peu conchoïde. La surface est rude, son intérieur est d'un éclat gras; elle est demi-transparente, demi-dure, aigre, facile à casser, et d'une pesanteur spécifique de 2,455 à 2,490.

La poudre de la *leucite* verdit le sirop de violette. Ce fossile est infusible au chalumeau; avec le borax, il donne un verre blanc transparent. Ce fossile tire son nom du mot *leukos* (blanc).

D'après Klaproth il est composé de

Silice	54
Alumine	23
Potasse	22
	99

C'est à l'analyse de ce fossile que l'on doit la découverte, par Klaproth, de la potasse dans le règne minéral.

Plusieurs minéralogistes ont regardé la *leucite* comme un produit volcanique. Son existence dans les laves du Vésuve et dans le basalt, dont l'origine neptunique n'est pas généralement reconnue, seroit en faveur de cette opinion, si l'on ne le trouvoit pas aussi avec du mica, du schorl, du spath calcaire, etc. Quoique ce mélange soit rejeté par le Vésuve, les parties constituantes se trouvent dans leur état brut et non altérées par le feu.

LEUCOLITE. *Voyez* Pycnite.

LEVAIN. *Voyez* Ferment et Pain.

LIEGE. Suber. *Kork.*

Le *liége* est l'écorce extérieure du *quercus suber*. Cette substance est infiniment légère, molle et élastique. Elle est très-inflammable, et brûle avec une flamme blanche. Il reste un charbon noir qui a un brillant métallique. A la distillation, le *liége* donne de l'ammoniaque. L'acide nitrique lui donne une couleur jaune, le convertit en acide subérique et en une substance analogue à la cire.

Comme le *liége* a des propriétés particulières, et comme Fourcroy suppose que l'épiderme de tous les arbres a de l'analogie avec cette substance, il l'a rangé parmi les matériaux immédiats des végétaux, sous le nom de *suber*.

LIQUEUR DE L'AMNIOS. Liquor amnii. *Amnische Flussigkeit.*

Haller, dans sa Philosophie, a remarqué que la *liqueur de l'amnios* dans le corps humain, quant à ses propriétés et à son odeur, s'approchoit beaucoup du serum du sang. Il dit que l'alun, l'alcool et l'infusion de noix de galle la

coagulent, et que sa saveur est salée. Comme d'autres physiologistes avoient l'opinion que cette *liqueur* étoit destinée à la nourriture du fœtus, ils la présumèrent d'une nature albumineuse.

En 1792, un chimiste hollandais, *Vander Bosch* (Hubertus Vander Bosch, de naturâ et utilitate liquoris amnii, Utrecht), publia des expériences sur la *liqueur d'amnios* de la vache et de la femme. Il observa que sa quantité étoit en proportion inverse avec la grosseur du fœtus, et que, dans la première époque de la grossesse, son poids surpassoit celui du fœtus de 20 à 100 fois; que pendant les premiers mois de la grossesse elle étoit claire, sans couleur, et quelquefois avec une teinte de jaune. A mesure que l'époque de la naissance s'approche, elle devient trouble, floconneuse, et acquiert quelquefois une teinte rougeâtre. Elle a une odeur à peine sensible, semblable à l'exhalaison que répand un animal qu'on vient de tuer. Sa pesanteur spécifique ne diffère pas de celle de l'eau; au moment de la naissance elle est cependant plus considérable, et laisse déposer un précipité abondant. Sa partie principale est de l'eau, et parmi toutes les humeurs animales, c'est elle qui en contient le plus; elle ne se laisse coaguler par aucun moyen; elle contient une petite quantité de carbonate de soude, de la potasse et de l'acide phosphorique, un peu de terre et de l'oxide rouge de fer. A la distillation, elle fournit moins d'ammoniaque et d'huile empyreumatique qu'aucune autre humeur animale. La *liqueur de l'amnios* de la vache se rapproche, dans les trois premiers mois de la grossesse, de celle de la femme près de l'accouchement; elle contient seulement une plus grande quantité d'eau.

Vander Bosch conclut de ces faits que la *liqueur* n'est pas d'une nature albumineuse, et qu'elle n'est pas analogue au serum du sang, parce qu'elle ne se coagule pas; elle ne ressemble pas au serum du lait, privé du sucre de lait, non plus qu'à la gélatine animale, car elle ne se solidifie pas au froid, et ne passe pas à la fermentation acide; elle ne ressemble pas à l'urine, parce qu'elle renferme à peine une trace d'ammoniaque.

L'analyse la plus complète de ces deux *liqueurs* a été

fournie par Vauquelin et Buniva : Annal. de Chim., t. 33, p. 269. Cette analyse démontre que les deux *liqueurs* diffèrent essentiellement l'une de l'autre.

La *liqueur d'amnios* de la femme a les propriétés suivantes :

1° Elle a une odeur foible, à peine sensible, comme la plupart des humeurs blanches des animaux.

2° Sa saveur est foiblement saline.

3° Sa couleur est un peu laiteuse ; cela provient d'une partie caséeuse qui y nage.

4° Sa pesanteur spécifique est de 1,005

5° Lorsqu'on l'agite, elle écume fortement.

6° Par l'action de la chaleur elle devient opaque, ressemble alors au lait très-étendu d'eau, et exhale une odeur analogue au blanc d'œuf cuit.

7° Elle verdit fortement le sirop de violette, et la teinture de tournesol en est foiblement rougie.

8° La potasse y forme un précipité floconneux, reconnu pour une substance animale qui paroît être dissoute par un acide foible.

9° L'addition des acides la rend plus transparente.

10° L'alcool y forme un précipité floconneux qui, étant ramassé et desséché, est fragile et transparent comme la colle.

11° L'infusion de noix de galle produit un précipité brun abondant.

12° Le nitrate d'argent occasionne un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique.

De ces phénomènes, Vauquelin et Buniva concluent que la liqueur renferme les substances suivantes : 1° une substance albumineuse analogue à celle du sang et qui paroît être dissoute par un acide foible ; 2° du muriate de soude ; 3° une petite quantité de potasse.

Il est remarquable que cette liqueur contient un alcali libre et en même temps un acide libre ; aussi les chimistes ne disent pas expressément qu'il y a un acide, mais que cette substance agit comme un acide en rougissant la teinture de tournesol ; qu'elle est précipitée par la potasse caustique ; et passée à la fermentation, il s'en dépose une substance animale qui donne de l'ammoniaque.

Si l'on fait évaporer la *liqueur d'amnios*, elle devient foiblement laiteuse ; il se forme à sa surface une peau transparente ; l'évaporation étant assez continuée, il reste un résidu qui fait 0,012 de la totalité.

Le résidu lessivé par l'eau, il s'en cristallise du carbonate et du muriate de soude. La substance étant lessivée répandit par la combustion une odeur ammoniacale fétide semblable à celle de la corne brûlée ; il reste une petite quantité de cendre composée de carbonate de soude, phosphate de chaux et de carbonate de chaux.

On voit par les expériences citées que la plus grande partie de la *liqueur d'amnios* est de l'eau, et qu'au contraire, les parties solides (0,012 de la totalité) sont très-peu considérables, et que ce sont de l'albumine, de la soude, du muriate de soude et du phosphate de chaux.

Lorsque la *liqueur d'amnios* est conservée dans un flacon fermé, au bout de quelques semaines elle passe à la putréfaction ; elle perd alors sa transparence, il se développe de l'ammoniaque, mais elle ne répand pas de mauvaise odeur ; il ne se dégage pas de gaz, il se dépose une substance blanche semblable au fromage ; cette substance est blanche et brillante, molle au toucher et ressemble au savon nouvellement fait ; elle est insoluble dans l'eau, l'alcool même à l'aide de la chaleur n'a aucune action sur elle ; les huiles ne s'y unissent pas ; les alcalis caustiques en dissolvent une partie et forment une espèce de savon : au moins l'odeur, la saveur ainsi que la circonstance d'être précipitée par les acides paroissent l'indiquer.

Projetée sur des charbons ardents, elle décrépite comme le sel marin, se dessèche, se noircit et exhale des vapeurs d'huile empyreumatique ; il reste une quantité considérable de charbon difficile à incinérer.

Chauffée dans un creuset de platine, elle décrépite et exhale une huile ; elle se rétrécit comme la corne, s'enflamme et laisse un charbon gris qui fait effervescence avec les acides, et qui est composé en grande partie de carbonate de chaux.

D'après ces propriétés, la matière caséeuse paroît être un mélange de mucilage animal et de graisse ; mais elle est probablement une substance particulière due, selon

ces chimistes, à un changement de l'albumine qui passe à une espèce de graisse. Cette altération n'est pas plus frappante que celle où le fœtus, quand il passe au-delà du temps dans la matrice, se convertit en une substance graisseuse.

Cette matière caséeuse se dépose sur le corps du fœtus, principalement sur les cavités du bras, derrière les oreilles, dans la tempe où on la rencontre quelquefois en grande quantité.

Sa mollesse, son onctuosité et les propriétés qu'elle a d'être impénétrable par l'eau, fait qu'en couvrant le corps du fœtus, la *liqueur amnios* n'y peut pas agir d'une manière désavantageuse.

La *liqueur amnios* de la vache diffère de celle de la femme par les propriétés suivantes. Elle a une couleur rougeâtre, une saveur acide mêlée d'amertume, et une odeur semblable à celle des extraits de quelques plantes; sa pesanteur spécifique est de 1,028; elle est si visqueuse qu'elle ressemble à une solution de gomme.

Elle possède les caractères suivants :

1° Rougit fortement la teinture de tournesol;

2° Le muriate de barite y forme un précipité abondant;

3° L'alcool en sépare une quantité considérable d'une substance rougeâtre.

Lorsqu'on fait évaporer la *liqueur amnios* de la vache, il se forme une écume épaisse facile à enlever. Par le refroidissement on y aperçoit quelques cristaux blancs foiblement acides. Elle devient épaisse, visqueuse et jaune comme du miel. Traitée par l'alcool bouillant, elle fournit un acide qui, par le refroidissement du liquide, cristallise en aiguilles brillantes de quelques lignes de longueur. *Voyez* l'article Acide amnios.

Comme la matière extractive est insoluble dans l'alcool, elle reste en forme d'une poix visqueuse solide. Pour lui enlever tout acide il faut la faire bouillir plusieurs fois dans une quantité suffisante d'alcool. Comme une partie d'humidité favorise la salubrité de la matière extractive, il ne faut pas omettre avant d'employer l'alcool pour séparer l'acide, d'évaporer la *liqueur amnios* en consistance convenable.

Quand la *liqueur amnios* est privée de tout acide, et en continuant son évaporation jusqu'à ce qu'elle ait acquis la consistance de sirop, il se forme de gros cristaux transparents, d'une saveur amère et très-soluble dans l'eau; un examen exact prouve que c'est du sulfate de soude.

On rencontre ce sel en quantité considérable dans la *liqueur amnios*. Pour lui enlever tout mucilage étranger, la liqueur évaporée à siccité fut incinérée; la cendre lessivée donna du sulfate de soude parfaitement pur et cristallisé.

La matière extractive qu'on rencontre outre l'acide et le sulfate de soude dans la *liqueur amnios* de la vache, se distingue de toutes les autres substances connues, et doit être regardée comme une matière particulière; elle a les propriétés suivantes :

Sa couleur est d'un rouge brunâtre; elle a une saveur particulière, qui ne ressemble à aucune autre.

L'eau la dissout avec facilité; elle est, au contraire, insoluble dans l'alcool qui la précipite de sa solution aqueuse.

La dernière propriété ainsi que celle de rendre l'eau visqueuse et mousseuse par l'agitation, paroît la rapprocher des substances mucilagineuses; de l'autre côté elle diffère du mucilage animal, en ce qu'elle ne se prend pas en gelée et qu'elle ne s'unit pas au tannin; elle se distingue du mucilage végétal, par la présence de l'ammoniaque, de l'acide prussique et de l'huile empyreumatique. Lorsqu'on expose cette substance au feu, elle se boursoufle considérablement, exhale d'abord une odeur de corne brûlée, d'huile empyreumatique accompagnée d'ammoniaque; on aperçoit à la fin l'odeur de l'acide prussique. Par la combustion il reste un charbon d'un volume considérable qui est facile à incinérer.

La cendre est très-légère, d'une belle couleur blanche; elle se dissout dans les acides sans effervescence, est composée de phosphate de magnésie, et d'une petite quantité de phosphate de chaux.

La matière extractive est décomposée par l'acide nitrique, mais elle ne forme pas avec lui un acide végétal;

au moins pas en quantité notable comme cela a lieu avec la plupart des substances organiques. Pendant l'action de l'acide, il se dégage du gaz acide carbonique et du gaz azote mêlé de gaz nitreux.

LIQUEUR DES CAILLOUX. *Voyez* SILICE.

LIQUEUR FUMANTE DE LIBAVIUS. Liquor fumans Libavii, Fumigatiorum perpetuum joviale. *Libavs* ou *Cassius rauchender liquor.*

Pour obtenir ce composé, on distille dans une cornue un mélange d'une partie d'étain fondu avec 2 à 3 parties de sublimé corrosif. Après avoir bien luté les jointures du récipient, on donne un feu doux. Il passe d'abord un liquide jaunâtre qui est suivi de vapeurs blanches qui se condensent dans le récipient, c'est la liqueur fumante de *libavius* ou le muriate d'étain oxidé au *maximum.*

La partie plus épaisse est appelée par les anciens chimistes, *beurre d'étain*, et les cristaux qui tapissent le col de la cornue ont été nommés *barba jovis.*

Selon Proust, la proportion suivante est la plus avantageuse : 24 onces de sublimé contre 8 onces d'étain réduit en poudre ; ce mélange a donné 9 onces de *liqueur.*

Le procédé le plus avantageux est de faire un amalgame de 2 parties d'étain avec 1 partie de mercure, et de le distiller avec 6 parties de sublimé corrosif.

Cette *liqueur* est l'oxide d'étain au *maximum* combiné avec l'acide muriatique, dans un état concentré. Dans cette opération, l'étain enlève de l'oxigène au mercure sublimé, et se combine ensuite avec l'acide muriatique. Le muriate *oxidé* d'étain plus volatil que le muriate *oxidulé*, passe dans le récipient à une douce chaleur. Il se sublime en outre dans le col de la cornue du mercure et du muriate oxidulé d'étain. Il reste un amalgame d'étain couvert de muriate d'étain.

Adet croyoit que dans cette *liqueur*, l'étain étoit combiné avec l'acide muriatique oxigéné. Pelletier a conclu de ces expériences qu'on pouvoit ramener une dissolution de muriate oxidulé d'étain, au *maximum* d'oxidation, en y faisant passer du gaz muriatique oxi-

géné. Proust a adopté cette opinion ; ce liquide ainsi chargé de gaz muriatique oxigéné, n'enlève plus l'oxigène au muriate d'or.

Le muriate d'étain fumant est un liquide clair, qui exhale au contact de l'air des vapeurs blanches très-épaisses. La pesanteur spécifique est de 2,250, par conséquent plus considérable que celle de tous les liquides connus.

L'odeur de ce liquide est très-pénétrante, et excite la toux. Au contact de l'air, il perd la propriété de fumer, et il se dépose de l'oxide d'étain.

Lorsqu'on le mêle avec l'eau, il y a de la chaleur de produite, accompagnée d'une effervescence ; il se dégage un gaz qu'Adet déclare être du gaz azote.

Sept parties d'eau contre 22 parties de *liqueur* de libavius, forment un corps solide.

La *liqueur* conservée dans un flacon humide, laisse déposer de petits cristaux sur les parois du vase.

Lorsqu'on plonge dans cette *liqueur* étendue de peu d'eau une lame d'étain, le métal se dissout en partie sans dégagement de gaz hydrogène, et le tout se convertit en muriate oxidulé d'étain.

Le muriate d'étain au *maximum* est décomposé par les bases salifiables.

Avec l'alcool, il forme l'éther muriatique ; *voyez* cet article.

Suivant Adet, les vapeurs blanches qui se manifestent au contact de l'air, sont dues à ce que le muriate étant privé d'eau et étant très-volatil, il s'évapore et se combine avec l'eau de l'atmosphère.

Voyez *Adet*, Annal. de Chim., t. 1, p. 5 ; *Proust*, Journal de Physique, t. 53 et 56.

LITHANTRAX. *Voyez* CHARBON DE TERRE.

LITHARGE. Lithargirum. *Bleiglætte.*

On entend par *litharge*, un oxide de plomb, demi-vitreux, qu'on prépare rarement à dessein, mais qu'on obtient le plus souvent par la coupellation de l'argent.

Dans cette circonstance, le plomb se convertit en

lames minces, brillantes, demi-transparentes, semblables au mica. On fabrique la *litharge* (ce qui est rare hors de la France) en faisant passer un courant d'air par le moyen des soufflets sur le plomb en fusion ; ce courant d'air non interrompu, oxide le plomb (1).

La couleur de la *litharge* est plus ou moins blanche ou rougeâtre. On appelle la première, *litharge* d'argent (argyritis), et la seconde, *litharge* d'or (chrysitis).

Ces différences paroissent provenir de l'argent combiné, mais le degré d'oxidation semble aussi déterminer la couleur. D'après les expériences de Bucquet sur les mines de Pompéan, la *litharge* seroit composée de minium et de verre de plomb pur. Plus on chauffe le fourneau, plus la quantité de *litharge* est grande et d'une couleur blanche. Lorsque le fourneau n'est pas assez chauffé, la *litharge* devient friable et d'une couleur rougeâtre, brillante. On appelle *litharge* fraîche (frischglætte), la partie qui est fondue en masses considérables.

On réduit une partie de *litharge* par le moyen du charbon ; mais la plus grande quantité est employée pour les enduits des poteries ; on l'emploie aussi pour les vernis et pour le lut gras.

D'après Thomson, la *litharge* est composée de 96 d'oxide jaune, et de 4 d'acide carbonique. *Voyez* Journal de *Nicholson*, nº 32, p. 290.

---

(1) La fabrication de la *litharge* se fait toujours dans les fonderies des mines de plomb, parce que ces mines contenant toutes une quantité plus ou moins considérable d'argent, on l'en sépare par la coupellation qui convertit le plomb en *litharge*. Cette opération a le double mérite de rendre l'exploitation plus avantageuse par l'extraction de l'argent, et de donner au plomb, qu'on obtient ensuite en traitant la *litharge*, une ductilité et une sorte de mollesse qu'il n'auroit pas s'il restoit allié à ce premier métal.

Lorsqu'on veut conserver le plomb à l'état de *litharge*, pour les usages du commerce, il faut donner plus de soins à sa fabrication que lorsqu'on la destine à être réduite. En Angleterre, où cette fabrication paroit portée au dernier degré de perfection, on emploie un combustible qui donne beaucoup de chaleur et peu de fumée ; on a l'attention de n'extraire l'oxide de dessus le bain que lorsqu'il a acquis une belle couleur ; on tamise ensuite la *litharge* avec soin pour en séparer les gros morceaux vitrifiés et la poussière impalpable. (*Note des Traducteurs.*)

LIXIVATION. Elixivatio. *Auslaugen.*

On appelle ainsi en chimie, l'opération par laquelle on cherche à séparer d'un composé des substances solubles de celles qui sont insolubles ; le liquide chargé des substances solubles, est appelé *lessive;* on le décante du résidu.

On procède dans la *lixivation* selon la nature des objets de différentes manières. Les terres salpétrées qui doivent être lessivées, sont macérées dans l'eau froide. Dans d'autres cas, on emploie de l'eau chaude, comme par exemple, si l'on veut retirer la potasse ou la soude des cendres ; on fait bouillir aussi les substances à lessiver avec de l'eau. Le degré de dissolubilité des principes à dissoudre, ainsi que de ceux qui restent, doit déterminer chaque fois le procédé.

LUMIÈRE, LUMIQUE. Lux. *Licht.*

La *lumière* est l'agent qui produit sur l'organe de la vue une sensation particulière que nous appelons *voir.*

Les sources de la *lumière* sont : le soleil et les étoiles fixes que l'on doit considérer comme des sources inépuisables ; elle se manifeste pendant la combustion, et dans la combinaison des métaux avec l'oxigène. L'expérience n'a pas encore décidé si, dans ce cas, la *lumière* provient du corps combustible ou du gaz oxigène de l'air.

Le dégagement de la *lumière* peut aussi avoir lieu sans la présence de l'air atmosphérique ; on le prouve par l'inflammation de l'huile de girofle par l'acide nitrique, dans un milieu de gaz acide carbonique.

Une troisième source de la *lumiere* est la chaleur. Lorsqu'on chauffe les corps, il y a une température à laquelle ils commencent à devenir lumineux, état qu'on appelle *ignition.* Le corps en ignition continue à luire pendant quelque temps, quand même le courant de chaleur et de *lumière* a cessé. Lorsqu'on fait passer sur un corps en ignition un courant d'air rapide d'une température basse, il cesse de luire sur-le-champ.

Un corps qui ne luit pas lui-même, peut avoir une température telle qu'il met un autre corps en état d'igni-

tion. D'après Wedgwood, on peut chauffer un gaz, tellement qu'un autre corps qu'on y plonge, devienne rouge sans que le gaz lui-même soit en ignition.

Le corps rouge continue de luire dans un milieu de gaz acide carbonique, de gaz azote, etc., gaz impropres à entretenir la combustion.

Il paroît que les solides seuls sont susceptibles d'entrer en ignition, et que les liquides et les fluides élastiques n'ont pas cette faculté.

En 1701, Newton a fait des expériences ingénieuses sur la température à laquelle les corps deviennent rouges. Le fer chauffé à 635 degrés Fahr., commence à luire dans l'obscurité; à 864 degrés on aperçoit sa *lumière* dans le crépuscule après le coucher du soleil; il faut 1000 degrés pour que sa lumière soit visible au grand jour. Selon Muschenbrock, le fer commence à rougir à 800 degrés. Wedgwood donne pour résultat que tous les corps qu'on peut amener à la même température sans qu'ils se volatilisent ou se décomposent, deviennent lumineux au même degré.

Lorsqu'on frotte différents corps les uns contre les autres, on aperçoit un dégagement de *lumière*. Deux morceaux de bois s'enflamment par le frottement; certains quartz deviennent lumineux, même en les frottant sous l'eau.

La putréfaction de certaines substances est accompagnée d'un dégagement de *lumière*, surtout celle des poissons. Hulme a observé que la *lumière* des maquereaux et des harengs précède la putréfaction. L'intérieur de ces animaux luit aussi bien que la surface. La lueur est attachée à un liquide suinté à la surface, qu'on peut enlever avec un couteau.

Cette substance communique sa propriété de luire à certains corps.

L'eau chargée d'acide carbonique, d'alcalis, de chaux ou de gaz hydrogène sulfuré, n'en devient pas lumineuse; mais la plupart des sels neutres donnent à l'eau la faculté de devenir luisante par cette substance. Il ne faut cependant pas que la quantité de sel en dissolution soit trop grande. Lorsqu'on agite le liquide, la lueur augmente,

la surface est surtout très-luisante. Au bout de quelques jours, la lumière disparoît. Certains animaux luisent même étant vivants, comme quelques vers, le *pholas dactylus*, etc.

La température n'est pas sans influence sur cette lueur. Hulme a remarqué qu'un petit ver et du bois luisant cessoient de luire à une basse température, et qu'ils recommençoient à devenir luisants en élevant la température. Au degré de l'eau bouillante, la lueur est détruite.

Différentes substances acquièrent la propriété de luire par une exposition au soleil, c'est ce qui a lieu avec le phosphore de Canton et avec plusieurs diamants. Il faut ranger ici le spath fluor, le muriate de chaux, etc., qui deviennent luisants après les avoir chauffés. Les fluides électrique et galvanique dégagent aussi de la lumière (1).

---

(1) M. Dessaignes a lu à l'Institut, les 11 juilliet et 10 septembre 1810, un mémoire sur la phosphorescence des corps, produite par la compression. Il a pour objet de prouver que tous les corps de la nature sont susceptibles de dégager de la *lumière* par la compression, et que cette *lumière* n'est pas due à un phénomène électrique. Pour mettre cette vérité hors de doute, il a fait un grand nombre d'expériences sur les liquides, les solides et les gaz. M. Dessaignes conclut :

1° Que l'eau est probablement une substance compressible, puisqu'elle devient lumineuse par le choc ;

2° Que si en la rendant lumineuse par le choc, elle ne se trouve élevée après l'expérience que de 5 degrés, c'est qu'aussitôt qu'elle cesse d'être comprimée, elle reprend le calorique qui s'en étoit dégagé, à tel point même que ces 5 degrés doivent être produits par la pression de l'eau contre les parois du tube ;

3° Qu'on ne doit point regarder le dégagement de chaleur et de *lumière* dans une expérience, comme un signe caractéristique de la combustion (ce qu'on savoit déjà);

4° Que la condensation des corps étant proportionnelle à leur volume, il est bien étonnant que quel que soit leur état, ils ne soient pas plus lumineux les uns que les autres dans la compression ; et qu'il ne l'est pas moins que le charbon comme corps noir, fasse exception à cette règle, puisque pour le rendre aussi lumineux que les autres, il faut le comprimer plus fortement ;

5° Que la cause pour laquelle le gaz hydrogène est le seul gaz qui brise le tube dans lequel on le comprime, provient peut-être de ce que, comme l'a démontré M. Gay-Lussac, il a plus de capacité pour le calorique que les autres gaz ;

6° Enfin, que probablement toutes les phosphorescences spontanées et passagères, telles que celles de la chaux caustique imparfaitement éteinte avec un peu d'eau, celle du phosphore de Canton, fraichement fait et plongé dans l'eau, celle du muriate de chaux avec excès de base, dont les fractures, récemment faites, deviennent lumineuses en soufflant des-

Le plan de cet ouvrage ne permet pas d'examiner les propriétés physiques de la *lumière ;* on s'arrêtera seulement aux combinaisons et aux décompositions qu'elle opère.

Presque tous les corps possèdent la propriété d'absorber la *lumière*, quoiqu'ils ne la rendent pas comme plusieurs espèces de pyrophores.

Comme la *lumière* blanche est composée de sept rayons colorés de rouge, orangé, vert, bleu, indigo et violet, en réunissant ces rayons, on remarque une différence entre les corps pour la *lumière* colorée. Les corps n'absorbent pas toujours tous les rayons : les uns n'absorbent qu'un seul rayon et rejettent les autres. De-là dépendent les sensations des différentes couleurs, que les surfaces des corps produisent sur l'organe de la vue. Un corps rouge, par exemple, réfracte des rayons rouges, et absorbe les autres.

Un corps que nous appelons *vert*, réfléchit les rayons verts, les bleus ou les jaunes, et absorbe les autres. Les différentes couleurs dépendent d'après cela de l'affinité du corps pour certains rayons.

La réfraction des corps est liée à leur composition chimique. De tous les corps connus, l'hydrogène jouit de la plus grande puissance réfractive, l'oxigène de la plus petite ; et la réfraction de la lumière en traversant différents corps, est exactement en proportion avec la réfraction des vapeurs par les parties constituantes de ces corps. Ces recherches, dont Newton a ouvert la carrière, promettent des résultats heureux pour la chimie, d'après les expériences de Biot, Arrago et Gay-Lussac. Lorsqu'on a trouvé les parties constituantes d'un corps ainsi que leur puissance réfractive, et lorsque la réfraction du corps s'ac-

ons, etc., etc., ne dépendent pas de la solidification de l'eau, et de son extrême condensation par les forces de l'affinité ; qu'il n'en est pas de même des phosphorescences par élévation de température et par insolation ; que quoique l'eau joue un grand rôle dans ces phosphorescences, il est impossible de s'en rendre compte, en supposant la condensation ; que l'on pourroit peut-être les regarder comme des phosphorescences par collision, mais qu'il espère, au reste, répandre bientôt un nouveau jour sur cet objet. (*Note des Traducteurs.*)

corde avec celle de ses parties constituantes, on a droit de croire à l'exactitude de l'analyse chimique.

Comme la réfraction du carbone est 1,44, celle du diamant, d'après Newton, 3,2119 (la réfraction de l'air étant 1), ces physiciens concluent que le diamant doit contenir 0,35 d'hydrogène de son poids, à moins que le changement d'agrégation ou la condensation des fluides élastiques ne portent quelque modification dans les corps. *Voyez* le Journal de Chimie, t. 1, p. 128, et t. 2, p. 564.

L'absorption de la *lumière* opère des altérations remarquables dans les corps. Les végétaux croissent dans l'obscurité, mais leur couleur est presque toujours blanche, leurs tiges sont inclinées vers la terre; elles n'ont presque pas de saveur, et ne contiennent qu'une petite quantité de principe combustible. Robinson a fait croître de la menthe et d'autres végétaux dans l'obscurité: les feuilles et la tige n'avoient plus aucune ressemblance avec la même plante qui avoit le contact de la *lumière*. Toutes ces plantes périrent à la *lumière* du jour, tandis que les racines donnèrent des tiges qui avoient la forme et l'odeur de la plante.

La germination s'opère d'après Ingenhouse et Sennebier, plus rapidement dans l'obscurité qu'au contact de la *lumière*.

Les feuilles des plantes dégagent pendant le jour de l'humidité et du gaz oxigène; la nuit elles absorbent de l'humidité et du gaz oxigène, et dégagent du gaz acide carbonique.

La *lumière* n'est cependant pas absolument nécessaire à la couleur verte des plantes. Dans une cavité très-profonde, Humboldt vit germer, croître et fleurir les plantes suivantes :

Poa compressa, poa trivialis, briza media, bromus mollis plantago lanceolata, melilotus officinalis, trifolium arvense, etc.

Le *lichen verticulatus* Humb., paroît avoir choisi pour demeure, l'intérieur de la terre, et cependant il a des tiges vertes.

La *lumière* a une influence sur les animaux. Les vers et les insectes qui vivent dans l'intérieur de la terre ont une couleur blanchâtre.

Les oiseaux et les papillons de nuit n'ont pas une couleur vive et éclatante. L'homme privé de *lumière* devient pâle, sa peau se couvre de pustules remplies d'humeur. Lavoisier dit : L'organisation, le sentiment, la vie et le mouvement n'ont lieu qu'à la surface exposée au contact de *lumière*. On croiroit que la fable de *Prometheus* cache une vérité philosophique que les anciens n'ont pas ignorée. Sans *lumière* tout est mort et inanimé, seulement la *lumière* a répandu la *Divinité* bienfaisante, l'organisation, la vie et la faculté de penser.

Lorsqu'on expose de l'acide nitrique concentré aux rayons du soleil, il se dégage du gaz oxigène, et il se forme du gaz nitreux. L'acide muriatique oxigéné exposé à la *lumière*, laisse aussi dégager du gaz oxigène. La chaleur obscure agit tout autrement sur ces corps ; elle dégage du gaz nitreux de l'acide nitrique, et l'acide muriatique oxigéné passe à la distillation sans se décomposer.

L'oxide rouge de mercure exposé aux rayons solaires, laisse dégager du gaz oxigène, et le mercure repasse à l'état métallique. Le muriate d'argent se noircit à la *lumière*.

Rumford a humecté de la soie blanche, de la toile et du coton d'une dissolution d'or. Exposés à la *lumière* du soleil ou à celle d'une bougie, ces objets sont devenus pourpres ; ils n'éprouvèrent aucune altération dans l'obscurité.

La dissolution de muriate de fer dans l'éther, exposée dans des flacons bien bouchés, aux rayons solaires, perd sa couleur jaune, et devient blanche. Le fer passe de l'état d'oxide à celui d'oxidule. A l'ombre, elle reprend sa couleur jaune.

On avoit cru que cette réduction de l'oxide métallique étoit opérée par les vapeurs calorifiques du soleil, mais Wollaston, Ritter et Bœckmann viennent de faire voir que le muriate d'argent devient noir très-rapidement en le plaçant hors du cercle du rayon violet de l'image colorée et au-delà des limites du prisme coloré. Il s'ensuit que cette altération ne provient pas des rayons lumineux, mais de ceux qui sont incapables de rendre visibles les

objets, et qui ne produisent pas de chaleur sensible. Il faut qu'ils soient bien plus réfrangibles que les rayons calorifiques, parce qu'ils se trouvent hors l'image et au-delà des rayons violets.

On voit que la *lumière* du soleil consiste au moins en deux espèces de rayons: l'une qui rend les corps visibles, l'autre qui noircit le muriate d'argent et qui réduit les oxides métalliques. Quant à la troisième espèce de rayons, *voyez* art. Calorique.

Il n'est pas encore décidé, par l'expérience, si la *lumière*, diversement colorée, varie dans ses actions. Quant à l'intensité de la clarté, il y a certainement une grande différence. Si l'on fait éclairer de l'écriture par une *lumière* de diverses couleurs, on remarque que l'endroit qui est éclairé par le rayon violet doit être approché le plus de l'œil pour être vu, et celui éclairé par le rayon d'indigo, se voit à un plus grand éloignement; suivent après les rayons bleus, verts et jaunes foncés. Il faut s'approcher davantage de l'objet quand il est éclairé par le rayon orangé et rouge. *Voyez* Philos. Trans., 1800, p. 258.

Wilson trouva que certains pyrophores exposés quelque temps au soleil, luisent davantage quand on les met au contact d'un rayon bleu, et qu'ils rejettent alors une *lumière* rouge. Grosser a remarqué la même chose avec le diamant. *Voyez* Journal de Physique, t. 22, p. 276.

Schéele avoit déjà observé que le muriate d'argent noircissoit plus promptement au rayon violet que dans les autres rayons; ce qui a été confirmé par Senuebier. Le rayon violet produit plus d'effet en quinze minutes que le rayon rouge n'en produit en vingt.

D'après Newton, la *lumière* est un principe particulier qui vient du soleil, et qui se répand dans l'univers. D'après Huygens et Euler, c'est une matière élastique universellement répandue, qu'ils appellent *éther*, qui est mise en vibration par les corps lumineux, comme l'air et les corps sonores. Cet éther, mis en mouvement vibratoire, est la *lumière*. D'autres prennent la *lumière* pour du calorique modifié, tel que Link: *voyez* ses Mé-

moires de Chimie, nos 2 et 5; et Berthollet, dans sa Statique Chimique, t. 1, p. 194. Berthollet cherche à démontrer que la réduction des oxides métalliques, le dégagement du gaz oxigène de l'acide muriatique oxigéné et de l'acide nitrique, peuvent être opérés aussi bien par le calorique, et que les différences dépendent seulement de l'intensité de l'action.

D'après Schérer, les phénomènes produits par la *lumière* et le calorique ne dépendent pas des principes particuliers.

Gren et Richter supposent la *lumière* composée. Ils adoptent dans les corps une base de la *lumière* qui ne peut pas être isolée, mais qui produit de la *lumière* en se combinant avec le calorique.

Un grand nombre de phénomènes paroissent nous conduire à ce résultat, que la *lumière* et le calorique ne diffèrent pas l'un de l'autre.

Pictet renferma, dans une boîte obscure, deux thermomètres parfaitement égaux entre eux, à l'exception que la boule de l'un étoit noircie. En ouvrant la boîte ils étoient au même niveau; au bout de quelque temps, la *lumière* du jour fit monter la boule noire à deux, trois dixièmes au-dessus du niveau de l'autre.

Le même physicien a suspendu un thermomètre à l'air libre, et en renferma d'autres dans des cages de verre. Celui exposé à l'air s'éleva mieux que ceux qui étoient dans la cage.

Lorsqu'on monte sur une montagne, on remarque que la chaleur de l'air diminue à mesure qu'il devient moins dense. Mais la *lumière* du soleil est bien plus intense sur les hautes montagnes, que dans la profondeur. Il résulte de ces phénomènes que l'échauffement par la *lumière* devient d'autant plus grande qu'elle trouve de résistance.

Si l'on considère cependant que la *lumière* agit sur un sens particulier, la vue, et non sur la sensation comme la *lumière*; qu'elle diffère de toutes les matières fluides connues, qu'elle s'échappe d'un côté, qu'elle se rattache de l'autre, qu'elle n'environne pas le corps et qu'elle ne cherche pas à se mettre en équilibre, et qu'elle n'est pas soumise aux lois de l'hydrostatique; que la *lumière*

se propage bien plus rapidement que le calorique ; que tous les corps sont pénétrés de la chaleur, tandis que les corps transparents le sont par la *lumière*, on ne peut pas s'empêcher de supposer la cause qui produit la chaleur, très-différente de celle qui produit la *lumière*.

Lorsqu'on bat le briquet dans le vide, il n'y a pas d'étincelles, mais les molécules d'acier sont aussi bien fondues qu'avec le contact de l'air. Il y a donc du calorique de dégagé, ce qui ne s'accorde pas avec la théorie de Schérer, qui suppose la base de la *lumière* dans tous les corps qui sont susceptibles de devenir visibles en s'unissant au calorique.

Il seroit plus conforme à la physique, d'expliquer les phénomènes de la *lumière* et du calorique, s'il étoit possible, par une seule cause. Mais nous ne sommes pas assez avancés pour y parvenir sans difficulté et d'une manière aussi satisfaisante qu'on peut démontrer que le son est une modification de la matière.

Lichtenberg dit à ce sujet : Beaucoup de faits relatifs à la nature de la *lumière* resteront cachés à nos yeux, mais si toutes les idées s'éloignent de la vérité absolue, elles ont toujours une grande valeur, comme relatives ; elles sont des images propres à nous tracer l'ensemble des phénomènes et à nous en faciliter la connoissance. Supposons que la *lumière* ne soit pas un fluide, au moins ses phénomènes se rangent aisément sous le tableau d'un être fluide ; une fois un tel signe heureusement choisi, il peut servir à conduire l'esprit sur de nouveaux rapports de cet être inconnu. Il ne seroit pas étonnant que les physiciens commençassent à regarder leur explication des phénomènes comme une langue de tableaux. En étudiant toujours le langage des tableaux, on lui donnera plus de richesse, et nous remonterons peut-être enfin à la vérité.

LUTS. Luta. *Klelwerk*, *Kitte.*

Dans beaucoup d'opérations de chimie on a besoin d'envelopper les vaisseaux d'un enduit qui les garantit d'une forte chaleur, ou bien il faut fermer les jointures pour retenir la vapeur et d'autres substances volatiles.

Pour l'enduit des cornues on choisit un mélange de

morceaux de porcelaine pulvérisée, ou de sable fin et de terre franche lévigée dans différentes proportions. Chaptal recommande d'ajouter à la terre de la fiente de cheval; d'autres y mêlent des poils de vache, de la laine ou du fil d'asbeste; mais dans la plupart des cas, ces additions sont inutiles.

On garnit aussi l'intérieur des fourneaux de fer, d'un mélange de sable et de terre franche. Black trouve avantageux de mettre immédiatement sur le métal une couche de poussière de charbon humecté et d'y appliquer une autre couche de terre et de sable.

Pour les jointures des vaisseaux, on y colle des bandes de papier trempées dans de la colle ou dans un mélange de gomme arabique et de craie; ou bien on lute avec des vessies humectées. Pour les vapeurs acides il faut luter les jointures avec une bouillie de gypse calciné ou avec le *lut* épais. Le dernier se fait en lutant l'argile desséchée avec de l'huile de lin oxigénée par la litharge. Roux a indiqué une pâte faite avec le résidu d'amande ou de graines de lin après avoir exprimé l'huile, et une dissolution chaude de colle. Pour les jointures qu'on ne chauffe pas beaucoup, Lavoisier et Baumé ont employé avec avantage un mélange de seize onces de cire et deux onces de térébenthine; on met par-dessus des vessies humectées qu'on attache avec des ficelles. Un mélange de chaux en poudre et d'albumine appliqué rapidement, donne aussi un bon *lut* (lutum sapientiæ). Lorsqu'on emploie en place de l'albumine, du fromage, le *lut* reste élastique plus long-temps.

Payssi a employé le blanc d'œuf et le jaune ensemble avec la chaux pour avoir un bon *lut*.

On doit choisir les *luts* suivant la chaleur qu'on se propose d'employer.

M

MACÉRATION. On appelle *macération* l'opération qu'on fait en laissant tremper plus ou moins long-temps un corps quelconque dans un liquide.

MACLE. *Hohlspath.*

On a d'abord trouvé la *macle* en France, dans la Bretagne; MM. Lelièvre et Dolomieu en ont découvert ensuite aux Pyrénées, dans la vallée de Barège, des échantillons qui appartiennent à la variété dont le prisme est entièrement noir. M. Ramond l'a trouvée sur le plateau de Troumouse, dans un schiste noir, superposé en granit. Elle se trouve aussi en Espagne, dans la Galice, près de Saint-Jacques de Compostelle. Il en vient également de la Serra de Marao en Portugal; celle-ci est renfermée dans un schiste argileux micacé.

La *macle* a la texture quelquefois lamelleuse, mais plus ordinairement compacte; son grain est fin et serré, sa poussière est douce, presque onctueuse au toucher. Cette pierre est cependant assez dure pour rayer le verre; lorsque sa texture est lamelleuse, elle se fond au chalumeau, mais avec difficulté, et donne un émail blanc; sa pesanteur spécifique est de 2,94.

Cette pierre n'a point encore été analysée.

MAGNÉSIE. Magnesia, Terra muriatica. *Talkerde*, *Bittererde.*

On n'a pas encore trouvé la *magnésie* parfaitement pure dans la nature. Pour la préparer on verse dans une solution de sulfate de *magnésie* de la potasse ou de la soude, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. L'acide sulfurique se combine avec l'alcali, et la *magnésie* se précipite.

En grand on fait dissoudre une quantité de sulfate de *magnésie* dans beaucoup d'eau bouillante, et on verse dans la liqueur filtrée, une lessive de potasse ou de soude

carbonatées. On fait bouillir le tout pendant quelque temps, et on le verse dans un seau conique. On fait bouillir ensuite la terre avec beaucoup d'eau pure, on la met sur le filtre, et on lave par l'eau chaude, jusqu'à ce que tout le sulfate soit enlevé. Dans cet état la *magnésie* est combinée avec l'acide carbonique dont on peut la débarrasser par le feu. Pour cela on fait rougir la poudre dans un creuset couvert jusqu'à ce qu'elle ne fasse plus d'effervescence avec les acides; le résidu présente la *magnésie* pure ou *calcinée*. Si l'on précipite le sulfate de *magnésie* par un alcali caustique, la *magnésie* n'est pas carbonatée, mais elle contient beaucoup d'eau qu'il faut volatiliser par le feu.

La plus grande quantité de *magnésie* est retirée des eaux-mères des salines qui contiennent du muriate de *magnésie*. Les eaux-mères renferment aussi fréquemment du nitrate de chaux; dans ce cas il est à craindre que la *magnésie* ne retienne de la chaux.

La *magnésie* pure est une poudre blanche légère, sans odeur, et qui a peu de saveur; sa pesanteur spécifique est de 2,3. Elle verdit le sirop de violette et la teinture de mauves.

Lorsqu'on fait rougir la *magnésie*, elle perd son eau, mais elle ne fond pas; Darcet remarqua qu'elle s'affaisse un peu à une haute température; Ehrmann la fit fondre au chalumeau, avec du gaz oxigène, en une masse vitreuse. Par la calcination elle perd beaucoup de son volume; une partie est même entraînée mécaniquement par l'eau.

Selon Tingry, la *magnésie* réduite en pâte avec de l'eau, acquiert, après avoir été rougie, la propriété de luire dans l'obscurité étant étendue sur une plaque rouge. Gœtling trouva que la *magnésie* calcinée avec des corps combustibles, cristallisoit à la surface en lames irisées. *Voyez* Journal de Physique de Gren, t. 3, p. 218.

La *magnésie* est insoluble dans l'eau; selon Kirwan 7900 parties d'eau en dissolvent une partie. Elle absorbe pourtant une quantité d'eau considérable, car la *magnésie* imbibée d'eau, a augmenté, selon Bergmann, après la dessication, de 0,18 en poids.

A l'air, la *magnésie* attire l'eau et l'acide carbonique,

mais très-lentement; selon Butini elle augmente d'un $\frac{1}{141}$ en poids.

Lorsqu'on fait chauffer dans un creuset 2 parties de *magnésie* avec 1 p. de soufre, on obtient le sulfure de *magnésie* en poudre jaune agglomérée qui, au contact de l'eau, laisse dégager une petite quantité de gaz hydrogène sulfuré; par une chaleur plus considérable on peut volatiliser le soufre. On n'a pas encore réussi à combiner la *magnésie* avec le phosphore.

La *magnésie* ne se combine point avec les alcalis; mais elle a une grande tendance à former des sels triples avec l'ammoniaque.

Quant à l'union de la *magnésie* avec les acides, la chaux et la silice, *voyez* ces articles.

La *magnésie* a été reconnue par Blacke, en 1755, comme une terre particulière. Avant lui un chanoine de Rome la vendoit comme un remède secret, sous le nom de *magnesia alba;* elle étoit carbonatée.

En 1707, Valentini annonça qu'on pouvoit l'obtenir en faisant évaporer l'eau-mère du nitre; et deux ans après, Slevogt annonça qu'on pouvoit la précipiter de l'eau-mère du nitre par la potasse.

On avoit pris cette poudre pour de la craie jusqu'à ce que Fred Hoffmann fit voir qu'elle en différoit beaucoup. Black l'a établie comme un terre particulière, ce qui fut confirmé par Marggraf et Bergmann.

Comme on appelle tous les précipités provenant des eaux-mères du nitre et du sel marin, *magnésie*, on lui donne le nom de *magnesia Edimburgensis*, parce que Black demeuroit à Edimbourg. D'autres lui ont donné le nom de *magnesia salis amari, panacea anglica. Voyez* les Œuvres de Black, de Marggraf et de Bergmann.

MALACHITE. *Voyez* Cuivre.

MALATES. C'est la combinaison de l'acide malique avec les bases. Les *malates* sont décomposés par le feu; l'acide malique se dégage comme l'acide pyro-acétique accompagné de gaz acide carbonique et de gaz hydrogène

carboné; les bases terreuses restent en état de carbonate, mêlés avec du carbone.

MALATES ALCALINS.

Malate d'ammoniaque.

Malate de potasse.

Malate de soude.

C'est à Schéele que l'on doit la découverte de ces sels; ils sont déliquescents et très-solubles. (Ecrits de Schéele, vol. 2, p. 379.)

MALATES TERREUX.

Malate d'alumine. L'acide malique forme, avec l'alumine, un sel presqu'entièrement insoluble dans l'eau; en conséquence, l'acide malique précipite sur-le-champ une solution d'un sel alumineux. Chenevix recommande cet acide pour séparer l'alumine de la magnésie (ces terres ont, comme on sait, une grande affinité entre elles).

Malate de barite. Si l'on verse de l'acide malique dans de l'eau de barite, il se précipite un *malate de barite* sous forme de poudre blanche. D'après Schéele, ce sel a quelques rapports avec le *malate* de chaux. (Ecrits de Schéele, vol. 2, p. 379.)

Malate de chaux. Ce sel existe en état neutre et avec excès d'acide. Le *malate* neutre de chaux est si peu soluble dans l'eau, qu'on ne peut que difficilement l'obtenir cristallisé; si l'on fait évaporer le *malate* acide à une température ordinaire de l'atmosphère, le *malate de chaux* neutre cristallise. Ce sel a une très-grande tendance de s'unir à un excès d'acide et à former le *malate* acide de chaux.

On obtient le *malate* acide de chaux en mettant du carbonate calcaire dans l'acide malique ou dans une liqueur qui le contient. Il a un goût acide; donne, avec les alcalis, avec les acides sulfurique et oxalique, un

précipité. Par l'eau de chaux, on peut saturer l'excès d'acide ; il se précipite alors du *malate* neutre de chaux.

Si l'on fait évaporer le *malate* acide de chaux, il ressemble extérieurement à la gomme arabique ; en l'appliquant sur l'ongle ou sur du bois, il forme un vernis. Il ne se dissout pas comme les gommes dans l'eau, on le distingue facilement par la saveur. L'alcool ne dissout pas le *malate* acide de chaux. Il fait partie constituante de plusieurs végétaux, particulièrement de la rhubarbe et de plusieurs espèces de sedum. (*Voyez* Schéele et Vauquelin.)

Malate de strontiane. Si l'on verse de l'acide malique dans l'eau de strontiane, il n'y a pas de précipité. On voit, d'après cela, que le *malate de strontiane* est plus soluble dans l'eau que le *malate* de barite.

Malate de magnésie. Ce sel est insoluble dans l'eau; exposé à l'air il est déliquescent.

MALATES MÉTALLIQUES.

Malate de plomb. L'acide malique n'agit pas sur le plomb en état métallique ; mais si l'on verse cet acide dans une solution de nitrate ou d'acétate de plomb, le *malate de plomb* se précipite. On obtient le même sel en versant du *malate* de chaux dans l'acétate de plomb. Le précipité paroît en flocons légers, soluble dans l'acide acétique et nitrique. (Vauquelin, Annal., vol. xxxv.)

Malate de fer. L'acide malique forme, avec le fer, une solution brune non cristallisable. (Schéele.)

Malate de mercure. Quand on verse de l'acide malique dans une solution de nitrate de mercure, il se forme un précipité blanc. (Schéele.)

Malate d'argent. D'après Schéele, il se forme un précipité quand on verse de l'acide malique dans le nitrate d'argent.

Malate de zinc. Le zinc se dissout dans l'acide malique;

le sel formé cristallise en beaux cristaux, dont Schéele n'a pas déterminé la forme.

Les autres combinaisons de l'acide malique avec les métaux ne sont pas connues.

MALLÉABILITÉ. *Voyez* Métaux.

MALTHE. *Voyez* Bitume.

MANGANÈSE (Mines de). L'état métallique du *manganèse* dans la nature, est encore un problême. Picot Lapeyrouse a regardé comme *manganèse* un fossile qu'il a trouvé sur le mont Ranoir, dans la vallée de Viedose, dans le comté de Foix (Mémoires de Toulouse, t. 3, p. 256). L'existence de ce métal est révoquée en doute par plusieurs chimistes. On trouve le *manganèse* en état d'oxide : 1° dans *le métalloïde gris;* Klaproth a trouvé dans le métalloïde radié d'Ilefeld, oxide de *manganèse* au *maximum* 90,50, eau 7,00, oxigène 2,25 ; dans un échantillon de Moravie, oxide de *manganèse* au *maximum* 89,25, eau 0,50, oxigène 10,25. Plusieurs échantillons ont été analysés par Cordier et Beaunier. Celui de Thaley, en France, contient oxide jaune de *manganèse* 45,5, oxigène 38, oxide rouge de fer 2, barite 1,5, silice 7,5 ; un échantillon d'Allemagne a donné oxide jaune de *manganèse* 45,5, oxigène 36,5, carbonate de chaux 8,5, barite 3, silice 7 ; celui de Piémont, oxide jaune 44, oxigène 42, oxide rouge de fer 3, charbon 1,5, silice 6. *Voyez* Journ. des Mines, n° 48. Le métalloïde lamelleux et le métalloïde compacte du Piémont contenoient, oxide jaune 35, oxigène 33, oxide rouge de fer 18, chaux avec magnésie et fer 7, barite 4, silice 3 ; celui de Périgueux, oxide jaune 50, oxigène 17, oxide rouge de fer 13, chaux avec magnésie 6, barite 5, silice 7.

Le *manganèse* noir brunâtre du Hartz, contient, d'après Klaproth, oxide de *manganèse* 68, oxide de fer 6,5, charbon 1, barite 1, silice 8, eau 17,5. Le métalloïde argentin ; on dit que celui de Suède, de Norwége et de Transylvanie contient de l'acide carbonique.

Le sulfure de *manganèse*. Klaproth a trouvé, dans celui

de Transylvanie, *manganèse* oxidulé 82, soufre 11, acide carbonique 5; Vaüquelin, *manganese* oxidulé 85, soufre 15; mais Proust y a trouvé, comme Klaproth, de l'acide carbonique.

Pour réduire l'oxide de *manganèse*, il faut d'abord lui enlever le fer, et pour cela Richter a donné le procédé suivant: on dissout l'oxide noir de *manganèse* dans l'acide sulfurique; on verse dans la liqueur une dissolution de tartrate de potasse et on chauffe. Il se précipite du tartrate de *manganèse*, tandis que le tartrate de fer reste en dissolution. On fait rougir ensuite le tartrate de *manganèse* bien lavé. Il s'en faut cependant de beaucoup que ce moyen soit suffisant pour enlever au *manganèse* tout le fer.

On pourroit aussi verser dans le muriate de *manganèse* du succinate d'ammoniaque, selon Gehlen; on peut encore employer le benzoate d'ammoniaque selon Berzelius et l'oxalate alcalin selon John; dans ces cas, le fer se précipite tandis que le *manganèse* reste dans la liqueur. John a opéré la réduction de l'oxide de *manganèse* en introduisant dans un creuset de Hesse, garni de charbon dans l'intérieur, une pâte d'oxide de *manganèse* et d'huile; on couvre le tout avec du charbon ainsi que le couvercle, et l'on donne une chaleur violente pendant 1 ½ heure. Par ce moyen, John a obtenu 350 grains de *manganèse* métal.

MANGANÈSE. Manganesium. *Braunstein, Manganes.*

L'oxide noir de *manganese* a été toujours employé dans les verreries pour blanchir le verre. Boyle en découvrit un filon en Angleterre. La plupart des naturalistes l'ont rangé parmi les mines de fer.

Pott fit voir, en 1740, que le *manganèse* très-souvent ne contenoit pas de fer.

En 1770, Kaim à Vienne, fit des expériences par lesquelles il chercha à prouver qu'on pouvoit obtenir de ce fossile un métal particulier.

Schéele en fit l'analyse et découvrit le *manganèse* métal.

Bergmann a bien démontré que le fossile contenoit un métal, mais il n'a pas pu le réduire. La réduction a été opérée par Gahn.

Le *manganèse* métal pur est d'un gris argentin, sans

saveur et sans odeur; on remarque cependant qu'il exhale à l'air, une odeur de gaz hydrogène comme le fer.

Il n'a pas beaucoup d'éclat; sa cassure est inégale et d'un grain fin; on peut le limer, il est facile à casser.

Sa pesanteur spécifique est, d'après Hielm, de 7,000, et d'après Karsten, de 8,013.

Il fond, d'après Guyton, à une température de 160° du pyromètre de Wedgwood. John l'a réduit dans la fonderie de fer de Berlin, dans la coupelle et à la forge, par conséquent à une température bien inférieure que celle annoncée par Guyton.

Le *manganèse* n'est pas attirable à l'aimant, mais la plus petite quantité de fer lui donne cette propriété.

Il s'altère promptement à l'air, il devient jaune, violet et tombe en poussière d'un brun foncé; il tombe aussi en poussière étant renfermé dans l'alcool. On peut très-bien le conserver dans un flacon renversé rempli de mercure; mais comme le mercure se couvre d'une pellicule épaisse, il seroit à examiner s'il ne se forme pas un amalgame. On pourroit le garder aussi dans des tubes de verre fondu.

On a distingué trois états d'oxidation de *manganèse*, le blanc, le rouge et le noir brunâtre.

Lorsqu'on dissout l'oxide noir dans de l'acide nitrique, ajoutant du sucre à la dissolution, la potasse en précipite l'oxide blanc; dans cette circonstance le sucre enlève de l'oxigène à l'oxide noir. D'après cela l'oxide blanc est composé de *manganèse* 80, et d'oxigène 20; il attire promptement l'oxigène à l'air et passe à l'oxide noir.

Lorsqu'on chauffe l'oxide noir dans une cornue avec l'acide sulfurique, il se dégage beaucoup de gaz oxigène, et l'oxide qui a perdu une partie d'oxigène se dissout dans l'acide sulfurique. Evaporé jusqu'à siccité et la masse redissoute dans l'eau, on a une solution de sulfate de *manganèse*; la potasse y forme un précipité d'un blanc grisâtre qui contient d'après Bergmann 0,26 d'oxigène. Selon John il contient 0,13 d'oxigène; il attire l'oxigène au contact de l'air et passe à l'état d'oxide noir.

L'oxide noir est très-abondant dans la nature; d'après Fourcroy il contient 0,40 d'oxigène; selon John il contient 28,57 d'oxigène. Chauffé fortement au rouge dans une

cornue de grès, il donne beaucoup de gaz oxigène. Lorsqu'on l'expose humecté au contact de l'air, il absorbe une nouvelle quantité d'oxigène.

L'oxide noir qu'on fait rougir long-temps devient vert ; dans cet état l'acide sulfurique le colore en blanc, mais ne le dissout pas.

Seguin a obtenu du gaz azote avant que l'oxide de *manganèse* ne devienne rouge. Thomson n'a pas obtenu du gaz azote en faisant l'expérience dans une cornue de fer ; il soupçonne que l'air atmosphérique y étoit entré à travers les pores de la cornue de grès ; à un feu très-violent l'oxide noir fond en une substance verte vitreuse.

Le *manganèse* métallique ne se combine pas d'après Bergmann avec le soufre. Lorsqu'on fait chauffer ensemble 8 p. d'oxide noir de *manganèse* avec 3 p. de soufre, on obtient un sulfure d'une couleur verte, d'où l'on peut dégager par le moyen des acides, du gaz hydrogène sulfuré.

Klaproth a trouvé cette combinaison dans un fossile de Transylvanie.

Presque en même temps Proust fit l'analyse de ce fossile et obtint des résultats analogues à ceux de Klaproth.

Le soufre peut se combiner, d'après Klaproth, avec l'oxidule de *manganèse*; 83 grains séparés du *manganèse* sulfuré de Nagac, ont été chauffés jusqu'au rouge dans une cornue avec 41 grains de soufre; le résidu pesoit 98 grains; il étoit d'un vert mat terreux. Ce sulfure encore chaud, s'enflamme, d'après Vauquelin, à l'air comme le phosphore.

Le *manganèse* sulfuré naturel et artificiel se dissout dans l'acide nitrique, avec dégagement de gaz hydrogène sulfuré, provenant de ce qu'une partie d'eau se décompose; mais comme le *manganèse* est déjà oxidulé dans ce composé, Vauquelin présume qu'il passe au *maximum* en décomposant l'eau.

On obtient le phosphure de *manganèse* en le faisant rougir avec partie égale de verre phosphorique. Il est blanc, fragile, grenu et plus fusible que le *manganèse*. Chauffé fortement, le phosphore brûle et le *manganèse* s'oxide.

Le *manganèse* pur mêlé avec du charbon, s'oxide au bout de quelques jours, d'après John. Après la réduction il est nécessaire de le séparer de suite du charbon.

Le *manganèse* fondu avec du charbon se combine avec lui, mais il reste après sa dissolution, du *manganèse* dans les acides. (Bergm. opusc., t. 2., p. 216.)

Avec le *manganèse* pur on ne peut à peine en combiner 0,01. Les oxides noir et brun chauffés avec du charbon, passent au *minimum* d'oxidation.

Par une fusion continue du *manganèse* dans un creuset de charbon, John vit se former un carbure de *manganèse* si riche en charbon, qu'on pouvoit l'employer pour le dessin comme le crayon. La masse a paru être formée de lames fines d'un éclat plus considérable que le carbure de fer.

Le *manganèse* se fond avec le borax sans en être dissous. Dans un creuset de charbon la fusion a lieu à une température plus basse que dans un creuset ordinaire; la masse fondue a l'aspect du tellure pour la couleur et l'éclat.

Au chalumeau on obtient un globule d'une couleur d'hyacinthe, mais il y a très-peu de *manganèse* avec le borax; le globule est blanc; le phosphate acide de soude donne un globule d'un rouge d'améthiste.

Les acides attaquent le *manganèse* et ses oxides avec plus ou moins de facilité. L'acide muriatique chauffé avec l'oxide noir de *manganèse* est converti en acide muriatique oxigéné; les dissolutions sont précipitées par les carbonates alcalins et par les alcalis purs en blanc; mais les précipités par les alcalis purs deviennent bientôt bruns à l'air. Le prussiate de potasse forme un précipité blanc ou rose dans les dissolutions, qui est soluble dans un excès de prussiate et dans beaucoup d'eau. Selon Bergmann, le sulfure de potasse hydrogéné y forme un précipité blanc. (*Voyez* chaque sel en particulier.)

Les alcalis fixes n'attaquent pas l'oxide de *manganèse* par la voie humide, mais par la voie sèche; ils se combinent avec lui en une masse bleue, ou bien verte si le *manganèse* contient du fer. S'il y a peu de *manganèse*, toute la masse se dissout dans l'eau et lui communique sa

couleur. La liqueur verte laisse déposer l'oxide de fer en poudre jaune, et devient bleuâtre; l'oxide de *manganèse* n'est que foiblement combiné avec la potasse et s'en sépare au contact de l'air par l'addition de beaucoup d'eau ou par les acides. Lorsqu'on fait rougir la masse verte ou bleuâtre avec de la poussière de charbon, le *manganèse* se désoxide, devient blanc, et la dissolution est également sans couleur.

Schéele s'étoit déjà aperçu qu'en distillant de l'ammoniaque sur de l'oxide de *manganèse*, il se dégageoit un gaz qu'il supposa une des parties constituantes de l'ammoniaque, tandis que l'autre partie se combinoit avec le *manganèse*. Berthollet a fait voir que l'hydrogène de l'ammoniaque s'unissoit à l'oxigène du *manganèse* et formoit de l'eau, et qu'il se dégageoit du gaz azote.

Lorsqu'on fait l'expérience à une haute température, il se forme outre de l'eau, de l'acide nitrique. *Voyez* Milner, Philos. Trans., t., 79.

Le *manganèse* métal détonne foiblement avec le nitre; l'oxide ne détonne pas; 3 parties de nitre qu'on fait rougir avec 1 partie d'oxide de *manganèse*, donne le caméléon. *Voyez* cet article.

Le muriate d'ammoniaque est décomposé par l'oxide de *manganèse*; le résidu est du muriate de *manganèse*.

Lorsqu'on fait rougir fortement pendant un $\frac{1}{4}$ d'heure, l'oxide de *manganèse* avec le quart de son poids de sulfate de fer, il se volatilise une partie d'acide sulfurique, et le reste de l'acide se combine avec l'oxide de *manganèse*. La masse en dissolution contient seulement du sulfate de *manganèse*. C'est un moyen d'enlever le fer au *manganèse*. (*Voyez* Fischer dans le Journal de Chimie, t. 5, p. 353.)

Les huiles et la graisse dissolvent l'oxide de *manganèse* à l'aide de la chaleur et forment un onguent.

Si l'on mêle de l'oxide noir de *manganèse* avec de l'huile de lin cuite, et qu'on en fasse des boules, lorsqu'elles sont desséchées elles prennent feu et exhalent pendant la combustion une odeur aromatique agréable. *Voyez* Chimie de Black, t. 3, p. 311.

Les alliages de *manganèse* sont encore peu connus.

On emploie l'oxide de *manganèse* pour en dégager du

gaz oxigène et pour la fabrication de l'acide muriatique oxigéné. Il sert à décolorer le verre et d'enduit à la poterie inférieure. Mêlé avec l'huile on l'emploie en Angleterre pour peindre les vaisseaux. *Voyez* les Écrits de Schéele et Bergmann ; l'histoire du MANGANÈSE, par Fuchs, Jéna, 1791 ; John, Journal de Chimie, t. 3, p. 452.

MANNE. Manna. *Manna.*

Cette substauce suinte dans des saisons chaudes, spontanément ou par incisions du tronc et des branches du *fraxinus rotundifolia* et du *fraxinus ornus*. Elle est d'abord liquide et se solidifie ensuite ; après la solidification on la gratte avec du bois et on la fait dessécher à l'air. C'est la première qualité qui est blanche et sèche (*manne en larmes*). La *manne* cannelée ou longue s'obtient en attachant des petits bois autour du tronc sur lequel coule alors la *manne*, ou bien en coupant des morceaux de l'écorce, et la *manne* se durcit à l'endroit coupé. La *manna di fronde* suinte des surfaces des feuilles ; elle ne se trouve pas dans le commerce.

Lorsqu'au mois d'août, la *manne* ne se dessèche plus spontanément, on fait des incisions aux troncs, il en découle une *manne* commune.

La *manne* a une saveur douce un peu nauséabonde ; elle se dissout dans l'alcool et dans l'eau. La dissolution alcoolique laisse déposer par le refroidissement, de petits cristaux filamenteux et grenus semblables à l'agaric.

La *manne* purifiée par l'alcool, n'a aucune analogie avec le sucre de canne. Sa consistance molle et sa saveur fade lui restent. Le muriate d'étain n'y forme que très-peu de précipité ; il n'y a donc pas de matière extractive.

La *manne* a pour caractère de donner de l'acide muqueux, en la traitant par l'acide nitrique.

La meilleure *manne* vient de Giéraci en Calabre, et de Capachi en Sicile. On trouve aussi beaucoup de *manne* en Espagne. D'après Herreva, il tombe un roseau qui se coagule en sucre, et dont l'usage est si salutaire, qu'on l'appelle *manne*. D'après Picolo, la *manne* suinte fréquemment des arbrisseaux.

La *manne* de Briançon (*manna brigantina*) provient

du *pinus larix*, et a toujours une saveur de térébenthine. Voyez *Gren*, Pharmacologie, 2e édit., t. 2, p. 44; *Proust*, Journal de Chim., t 2, p. 83 (1).

MARBRE. *Voyez* CARBONATE DE CHAUX.

MARMITE DE PAPIN. Digestor Papini. *Papinianischer Topf.*

Cette machine a été inventée par un médecin anglais nommé *Papin*, qui étoit à la cour de Charles II en Angleterre. Il fit l'expérience devant le roi; il assura qu'avec ce vaisseau qui tenoit 6 à 7 liv. d'eau, il pouvoit retirer des os en 24 heures, 150 liv. de gélatine molle à l'aide de 11 liv. de charbon de bois. Il recommanda l'usage des os pour les hospices.

La *marmite de Papin* est un vase de cuivre ou de fer, en forme ovale, fermé par un couvercle qu'on joint exactement par des vis.

La liqueur contenue dans ce vase, est réduite en vapeur par le feu. Comme ces vapeurs ne peuvent pas échapper, elles pressent sur la surface du liquide qui en acquiert une température bien plus élevée qu'au contact de l'air. La température peut aller à 520 degrés Fahr.

L'élasticité des vapeurs augmente considérablement; et à une très-haute température, le vaisseau se briseroit si l'on n'ouvroit pas de temps en temps la soupape pratiquée dans le couvercle.

La force solutive des liqueurs est extraordinairement augmentée par une élévation de température.

Bergmann crut trouver dans la machine de Papin, un instrument pour favoriser l'action solutive de l'eau sur

(1) M. Proust ainsi que M. Thénard, avoient donné comme caractère distinctif de la *manne*, de former de l'acide muqueux avec l'acide nitrique, mais MM. Fourcroy et Vauquelin ont reconnu que cet acide provenoit d'un peu de gomme qui s'y trouve mêlée, puisque la *manne* purifiée ne donne plus cet acide.

D'après les recherches de MM. Fourcroy et Vauquelin, on seroit tenté de croire que la *manne* est un produit de la fermentation; les sucs d'oignon et de melon ne leur ont point donné de *manne* par l'évaporation, mais ils en ont obtenu de ces mêmes sucs fermentés. (*Note des Traducteurs.*)

les terres. Le Geiser, source en Islande qui contient de la Silice, le fortifia dans cette idée.

Van Marum et Edelkranz, ont imaginé des machines plus commodes que celle de Papin. *Voyez* Journal de Chimie, t. 2 et t. 4.

MARS. *Voyez* Fer.

MASSICOT. *Voyez* Plomb.

MASTIC. Gummi mastichis. *Mastix.*

Cette résine provient du *pistasia lentiscus*, arbre qui croît dans les îles de l'Archipel, surtout à Chio, en Sicile, en Italie, en Espagne et en Portugal.

On fait des incisions dans le tronc et dans les branches de l'arbre. Au mois d'août et de septembre, il en découle un suc qui devient bientôt solide, qui est le *mastic*. Il est en grains jaunâtres, demi-transparents, friables, d'une cassure brillante; ils se ramollissent entre les dents et possèdent une odeur et une saveur aromatiques. Le *mastic* fond à la chaleur; sur des charbons ardents, il brûle et répand une odeur agréable. Il se dissout facilement dans l'alcool et dans les huiles grasses. L'alcool laisse environ la dixième partie du *mastic* en une masse tenace, insoluble, qui est d'une couleur argentine. Ce résidu élastique filamenteux, ressemble au caoutchouc. Cette expérience de Klaproth a été confirmée par Kund. Le *mastic* se dissout bien dans l'huile de térébenthine. Sa pesanteur spécifique est, selon Brisson, 1,074.

Le *mastic* se dissout, d'après Hattchet, dans les alcalis et dans l'acide nitrique. Avec l'acide sulfurique, on obtient une substance tannante; *voyez* Tannin. Cent parties de *mastic* qu'on a fait bouillir avec l'acide sulfurique, ont donné 66 parties de charbon; à la distillation, le *mastic* ne fournit que 4 $\frac{1}{2}$ de charbon.

Le *mastic* renferme une petite quantité d'huile volatile.

Dans l'Orient, on regarde le *mastic* comme un bon dentrifice; les femmes le mâchent pour améliorer l'haleine et les dents.

MATIÈRE. *Voyez* Nature.

MATIÈRE CASÉEUSE. *Voyez* Fromage.

MATIÈRES COLORANTES. *Voyez* Teinture.

MECONIUM. Le *meconium* est une matière noire ou brune, ou d'un brun verdâtre, d'une consistance voisine de celle d'un miel liquide, ou d'un sirop bien cuit, filaute et visqueuse, contenue dans les intestins du fœtus qui n'a point respiré, quelquefois en quantité considérable, et existant dans le duodenum et même dans l'estomac, que les enfans rendent ordinairement quelques heures après leur naissance.

Bordeu a inséré dans son analyse médicinale du sang, un examen du *meconium* faite par Bayen et par Dellurge.

C'est à de nouvelles recherches qu'il faut s'en rapporter pour avoir une connoissance exacte de cette substance.

MELANGE. Mixtum. *Gemisch.*

Lorsque dans un corps composé de différentes parties hétérogènes, les molécules sont arrangées les unes à côté des autres, de manière que chacune d'elles est renfermée dans une limite indéterminée, on appelle cet agrégé un *mélange*, ou un agrégé de parties dissimilaires. C'est ainsi que le granat est un *mélange* de quartz, de feldspath et de mica. Les parties se touchent, mais ne se pénètrent pas chimiquement.

Les parties d'un *mélange* ne sont pas toujours visibles à l'œil. Lorsqu'on mêle ensemble du sucre avec du salpêtre, on aura un *mélange* comme si l'on trituroit ensemble de l'indigo avec du soufre ; mais dans le dernier cas, on pourroit distinguer les molécules en raison de la couleur différente.

MELLILITES. L'acide mellitique se combine avec les bases, et forme des sels qu'on appelle *mellilites.*

MELLILITES ALCALINS.

Mellilite d'ammoniaque. Lorsqu'on sature l'acide mellitique par l'ammoniaque, il se forme de petits prismes

à six faces, qui perdent bientôt leur humidité à l'air et acquièrent alors un aspect argentin.

MELLILITE DE POTASSE. Lorsqu'on sature l'acide mellitique par la potasse, il se forme des prismes longs. Le sel paroît susceptible de prendre un excès d'acide. Le sel cristallisé que Vauquelin a obtenu en décomposant le *mellilite*, par le carbonate de potasse, et y ajoutant ensuite de l'acide nitrique, a été probablement un *mellilite* acidule de potasse. *Voyez* Annal. de Chim., t. 36, p. 24.

MELLILITE DE SOUDE. Ce sel cristallise en cubes ou en tables à trois faces; quelquefois il est seulement amassé en groupes.

MELLILITES TERREUX.

MELLILITE D'ALUMINE. L'acide forme un précipité abondant dans une dissolution d'alun.

MELLILITE DE BARITE. Lorsqu'on verse de l'acide mellitique dans de l'acétate de barite, on obtient un précipité qui se dissout dans un excès d'acide; avec le muriate de barite, il n'y a pas de précipité; mais au bout de quelque temps, il se forme un groupe de petits cristaux aciculaires qui sont probablement du *mellilite* acidule de barite.

MELLILITE DE CHAUX. Lorsqu'on mêle de l'acide mellitique avec une solution de sulfate de chaux, il se forme des petits cristaux qui ne troublent pas la transparence de l'eau; une addition d'ammoniaque rend le précipité filamenteux.

Une dissolution d'acide mellitique versée dans de l'eau de chaux, de barite et de strontiane, y forme un précipité blanc qui se dissout dans l'acide muriatique.

MELLILITES MÉTALLIQUES.

MELLILITE DE CUIVRE. L'acide mellitique forme une précipité vert dans l'acétate de cuivre; le muriate de cuivre n'en est pas troublé.

Mellilite de fer. L'acide mellitique précipite le nitrate de fer en poudre isabelle, soluble dans l'acide muriatique.

Mellilite de mercure. Le nitrate de mercure est précipité en blanc par l'acide mellitique; le précipité est soluble dans l'acide nitrique.

Mellilite de plomb. Lorsqu'on verse de l'acide mellitique dans une dissolution de nitrate de plomb, il se forme un précipité blanc, soluble dans l'acide nitrique.

MELLITE. Melilithus. *Honigstein.*

Werner a fait connoître ce fossile, et lui a donné le nom d'*honigstein.*

On le trouve à Artern, en Thuringe, dans des couches de charbon de terre. Il a les caractères suivants :

Couleur jaune de miel plus ou moins foncée, d'où lui vient son nom.

On le trouve toujours cristallisé en octaèdres ou en fragments en forme de pyramide quadrilatère. La variété est jaune de paille, formé de petits tas glanduleux.

La surface est ordinairement lisse et brillante, quelquefois rude.

L'intérieur est d'un éclat de verre. La cassure est conchoïde, et les fragments indéterminés.

Il est le plus souvent demi-transparent; la variété jaune-pâle est à peine translucide.

Il est mou, fragile, facile à casser, et donne une poussière d'un gris jaunâtre. Sa pesanteur spécifique est, d'après Klaproth, de 1,550.

Dans le charbon de terre d'Artern, on rencontre quelquefois du soufre naturel en petits cristaux, qu'on pourroit confondre au premier aspect avec le *mellite.*

Quoique le *mellite* ne brûle pas avec flamme, on l'avoit pris pour une espèce de succin.

Abich et Lampadius ont donné presqu'en même temps, une analyse de cette substance.

Abich y a trouvé :

Acide carbonique . .	40,0
Eau de cristallisation .	28,0
Carbonate de chaux .	16,0
Benzoate d'alumine. .	5,0
Acide benzoique. . .	5,5
Oxide de fer	5,0
Principe résineux . .	2,5
	100,0

Lampadius en a retiré :

Carbone	85,5
Pétrole.	3,5
Silice.	2,0
Eau de cristallisation .	5,0
	96,0

Les résultats si opposés de ces deux chimistes ont donné lieu à une nouvelle analyse de Klaproth.

Le *mellite*, projeté sur du charbon ardent ou approché de la flamme d'une bougie, perd sa transparence et sa couleur jaune. Il devient très-blanc et tacheté en noir. On ne remarque ni fumée ni flamme.

Lorsqu'on fait bouillir le *mellite* pulvérisé avec de l'eau, il se décompose, l'eau devient acide, et il reste une terre grise mucilagineuse.

Le *mellite* projeté en morceaux entiers dans l'acide nitrique, s'y dissout à froid en peu de minutes ; par ce moyen on peut reconnoître facilement le véritable *mellite*.

Dans l'acide muriatique, les morceaux ne restent pas clairs comme dans l'acide nitrique, et au bout de plusieurs jours ils n'étoient pas encore dissous.

Le *mellite* ne s'enfonce pas dans l'acide sulfurique, il y nage. Au bout de quelque temps il se décompose en flocons blancs, et le tout se dissout à l'aide de beaucoup d'eau.

L'acide acétique concentré n'agit pas à froid sur le *mellite*.

Une dissolution de soude caustique le dissout en grande quantité.

Dans l'ammoniaque liquide, le *mellite* se divise aussi en flocons, mais il ne se dissout pas.

Le *mellite* projeté sur du salpêtre rouge, y brûle foiblement, et se divise dans la masse fondue comme une terre blanche.

Par la distillation du *mellite*, Klaproth obtint de 100 grains :

Gaz acide carbonique . . .	54	pouces cubes.
Gaz hydrogène pur	13	
Eau aromatique acidule . . .	38	grains.
Huile aromatique.	1	
Charbon pur	9	
Alumine mêlée de silice. . .	16	

Cinquante grains de *mellite* ont été mis en ébullition avec une dissolution de carbonate de soude. La soude étoit en partie neutralisée, et il resta de l'alumine. On a saturé la soude par l'acide acétique ; la liqueur évaporée à siccité, on a versé, à plusieurs reprises, de l'alcool sur la masse saline, pour en dissoudre l'acétate de soude. On a dissous la masse restante dans l'eau ; on a obtenu, par l'évaporation, un sel auquel le *mellite* avoit fourni l'acide. Pour la séparation de cet acide, *voyez* art. ACIDE MELLITIQUE.

Le *mellite* est composé, d'après cela, de

Acide mellitique . . .	46
Alumine.	16
Eau de cristallisation. .	38
	100

Voyez les Mémoires de Klaproth. Cette analyse a été confirmée par Vauquelin. *Voyez* Annales de Chim., t. 36, p. 203.

MENAKANITE. *Voyez* TITANE.

MERCURE (Mines de). On trouve le *mercure*, 1° en état natif ; 2° en amalgame, composé d'après Klaproth de *mercure* 64, d'argent 36 ; 3° en muriate d'argent, composé d'après Kirwan de *mercure* 70, acide muriatique et sulfurique 30 ; 4° en *mercure* hépatique : celui d'Idria est

composé d'après Klaproth de *mercure* 81,8, soufre 13,75, charbon 2,3, silice 0,61, alumine 0,55, oxide de fer 0,2, oxide de cuivre 0,02, eau 0,73; 5° le cinabre naturel: on en distingue deux espèces, celui d'un rouge foncé et celui d'un rouge clair. Le cinabre foncé du Japon est composé d'après Klaproth, de *mercure* 84,50, soufre 14,75; celui de Neumaerktel en Carinthie, est composé de *mercure* 85, de soufre 14,25.

Les principales mines de mercure sont à Idria, dans le ci-devant duché de Deux-Ponts, et à Almaden en Espagne.

Le *mercure* natif peut être retiré de sa mine par une division mécanique. Une partie en découle spontanément quand on brise la mine; on obtient le reste par un grand courant d'eau qui enlève la gangue bocardée.

Pour les autres mines de *mercure*, il faut les bocarder et laver pour les débarrasser de leur gangue. Si la gangue est calcaire, et si elle ne surpasse pas la quantité nécessaire pour la séparation du *mercure*, le lavage devient inutile. Si la pesanteur spécifique de la gangue ne diffère pas beaucoup de celle de la mine, on auroit une perte pour le lavage; alors on sépare les morceaux riches des morceaux pauvres.

Le cinabre et le *mercure* hépatique d'Idria sont les mines qui s'exploitent le plus communément. Le muriate de *mercure* est très-rare.

On extrait le *mercure* en distillant le cinabre avec une substance qui a plus d'affinité pour le soufre que n'en a le *mercure*. En petit, on emploie pour cela la limaille de fer; mais en grand, on prend la craie, et encore mieux la chaux vive.

On prend parties égales de cinabre et de chaux; si le cinabre n'est pas pur, il faut s'assurer de la quantité de la gangue par des expériences préliminaires. La mine bien pulvérisée et exactement mêlée avec la chaux, facilite la séparation du *mercure*.

La distillation se fait dans de grandes cornues de terre ou de fer. On employoit autrefois à Idria, la distillation *per descensum*. On renfermoit un pot dans la terre,

on couvroit son ouverture supérieure par une plaque trouée, et on plaçoit par-dessus un autre pot rempli de mine. On entouroit ce dernier de feu ; le *mercure* qui se séparoit, couloit dans le pot inférieur. Au lieu de cet appareil imparfait, on imagina successivement des cornues de terre, de fonte et de tôle. En 1750, on se servoit des fourneaux d'Espagne dont il sera question ailleurs.

Dans les mines au bord du Rhin, on a remplacé les cornues de grès par des cornues de fer. Les fourneaux à réverbère sont construits de briques, dans lesquels 30 à 48 cornues sont posées sur deux rangs opposés tout le long de la galère. On remplit les cornues jusqu'à $\frac{2}{3}$ de volume. Le feu agit directement sur ces cornues. On ajoute au col des récipients de terre remplis d'eau.

A Almaden en Espagne, le sulfure est traité dans un fourneau d'une construction particulière. Ce sont deux petits bâtiments éloignés l'un de l'autre, et communiquant par une terrasse traversée par une rigole ; l'un de ces bâtiments est le fourneau dans lequel on met le cinabre. On le pose sur un plancher de brique, percé d'ouvertures par lesquelles passe une partie de la flamme du foyer qui est au-dessous. Le minérai en poussière est pétri avec l'argile, pour qu'on puisse en faire de petites masses. On ajuste aux ouvertures de ce fourneau, qui donnent sur la terrasse, plusieurs rangées d'aludels, enfilées à la suite les unes des autres, et qui vont se rendre dans le bâtiment opposé. C'est par ces canaux que le *mercure* est porté par la distillation dans le bâtiment qui est à l'autre extrémité de la terrasse, et qui sert de récipient. On peut considérer ce fourneau comme une grande cornue.

Quant à l'essai des mines de *mercure*, on dissout le *mercure* natif et l'amalgame dans l'acide nitrique ; s'il contient de l'or, il reste sous forme de poudre insoluble ; s'il contient du bismuth, on peut le précipiter par l'eau. Par le muriate de soude on précipite l'argent et une partie du *mercure* ; le dernier peut être redissous par une grande quantité d'eau ou encore mieux par l'acide muriatique oxigéné. Enfin, on peut précipiter le *mercure* par le sulfate de fer et en déterminer le poids. *Voyez* Bergmann, Opus., t. 2, p. 421.

Klaproth a fait l'analyse du cinabre artificiel de la manière suivante : il le fit chauffer avec cinq fois son poids d'acide muriatique de 1,125, et il nota la quantité de gaz hydrogène sulfuré qui se dégagea. Il versa dans la dissolution autant d'acide nitrique de 1,235, que de cinabre employé, ce qui dissout le *mercure* métallique et laisse le soufre. Par une action violente de l'acide nitrique, une partie de soufre est cependant convertie en acide sulfurique qu'on a séparé par le muriate de barite. On détermine la quantité de soufre par le sulfate de barite précipité, par le gaz hydrogène dégagé et par le soufre qui reste.

Le *mercure* hépatique a été analysé par Klaproth à peu près de la même manière. Une autre partie de cette mine a été rougie dans une cornue pour recueillir et pour déterminer le gaz hydrogène sulfuré. Le résidu noir dans la cornue a été calciné dans un têt à rotir, et par la perte du poids, on a estimé la quantité de charbon consumé. Le résidu terreux a été traité par l'acide muriatique qu'on a enlevé à la silice. On a sursaturé la dissolution muriatique avec l'ammoniaque, le précipité brunâtre a été traité par une lessive caustique, qui laissa l'oxide de fer. De la dissolution alcaline on a précipité l'alumine par le muriate d'ammoniaque ; et de cette liqueur ammoniacale, après l'avoir saturée d'acide muriatique, on a précipité le cuivre par une lame de zinc.

Quant au *mercure* muriaté, on le fait digérer d'après Bergmann avec l'acide muriatique, jusqu'à ce que tout soit dissous. On peut en précipiter l'acide sulfurique par le muriate de barite.

Pour avoir du *mercure* très-pur, on distille 2 parties de cinabre avec 1 partie de limaille de fer ; le *mercure* passe dans le récipient et il reste du sulfure de fer. On peut décomposer aussi le sublimé corrosif par la potasse, la chaux ou l'ammoniaque, et chauffer le précipité ou seul ou imbibé d'huile.

Le *mercure* parfaitement pur a un éclat blanc argentin, qu'il ne doit pas perdre, même en le versant à plusieurs reprises dans des vases. La surface ne doit pas se couvrir d'une poudre noire, ni s'attacher aux parois du vase.

Il doit avoir la pesanteur spécifique convenable ; elle sera moindre s'il contient du plomb, du bismuth, etc.

Coulé sur du papier, du bois, du verre, il doit être parfaitement mobile, présenter des boules sphériques, ne pas s'attacher ni former la queue.

Lorsqu'on le fait bouillir avec du vinaigre, il ne doit rien communiquer à ce liquide ; chauffé dans une cuiller il doit se volatiliser en totalité.

Si le *mercure* est falsifié par d'autres métaux, il faut le distiller ; il est cependant difficile d'en séparer tout le bismuth par la distillation : la séparation par la voie humide est préférable.

A cet effet, on dissout le *mercure* à purifier, à froid, dans un excès d'acide nitrique. Si le *mercure* contient du bismuth, il est précipité par l'eau. On verse ensuite de l'acide muriatique dans la dissolution qui précipite un muriate de *mercure*, et un muriate de bismuth si le *mercure* en contient. Comme le premier est volatil, on peut le séparer du dernier par la sublimation, et par le résidu on peut déterminer la quantité de bismuth.

La poussière peut être enlevée au *mercure* par le lavage; on le dessèche ensuite avec le papier blanc à filtrer.

Si le *mercure* contenoit de la graisse, il faudroit le laver à plusieurs reprises avec une lessive alcaline chaude, et enfin par l'eau.

MERCURE, VIF ARGENT. Hydrargyrum, Argentum vivum, Mercurius. *Queck-Silber.*

Le *mercure* est un métal qui a l'éclat et la couleur de l'argent ; il est sans saveur et sans odeur ; sa pesanteur spécifique est, d'après Cavendish et Brisson, de 13,568 ; et d'après Klaproth, de 13,600.

A la température ordinaire de l'atmosphère, le *mercure* paroît toujours en état liquide ; et à un très-grand froid il devient solide.

Braun remarqua le premier la solidification du *mercure*, en 1759, en le plongeant dans un mélange d'acide nitrique et de neige. Le métal durci avoit un bel éclat d'argent, se laissa aplatir sous le marteau ; refroidi jusqu'à 17° au-dessous de 0, il se laissa entamer par le couteau,

donna un son comme le plomb et parut être plus flexible que l'or et le plomb. (*Voyez* De admirando frigore artificiali, quo mercurius est congelatus, Dissertatio, auct. Braunio, Petrop, 1764; et dans les *Comment. Petrop. nov.*, t. 11., p. 268.)

Cette congélation a réussi par la suite à Lowiz par un mélange de muriate de chaux et de neige, et à Walker par la glace et l'acide nitrique.

Pallas remarqua, en 1772, que le *mercure* à Krasnajark en Sibérie, étoit gelé naturellement; et Hermann l'a vu gelé à un froid naturel à Katarinenburg. Le *mercure* gèle d'après Macnab à 39° Fahr. au-dessous de o, ce qui a été confirmé par Blagden et Guthrie.

Selon Pallas, le *mercure* gelé a une cassure grenue, et forme à la surface un tissu cristallin, qui présente souvent des octaèdres.

Le *mercure* en passant à l'état de solidité se condense selon Cavendish à $\frac{1}{23}$ de son volume; la pesanteur spécifique de ce *mercure* solidifié, est, selon Schulz à Kiel, de 14,391.

Le *mercure* exposé à la chaleur, se dilate plus que tout autre métal; il est volatil; on peut le convertir dans le vide, à l'aide de la chaleur, en une vapeur élastique qui repasse à de petits globules par un abaissement de température.

Il commence à bouillir à une température de 660° Fahr., et passe à l'état de fluide élastique. On peut le distiller pour le séparer du plomb et de l'étain. Pour cela, on l'introduit dans des cornues de grès jusqu'à un quart. On enveloppe le col de la cornue avec du papier qui forme un cylindre qui passe quelques pouces au-delà de l'extrémité; on y ajoute un récipient rempli d'eau dans laquelle plonge le cylindre de papier; on lute foiblement les jointures et on augmente le feu successivement, pour faire bouillir le *mercure*. Le *mercure* recueilli dans l'eau est très-pur.

Si l'on ne donne pas issue au *mercure* chauffé, son élasticité augmente considérablement, et les vaisseaux se brisent. Geoffroy fit rougir du *mercure* dans une boule de fer bien soudée; au bout de quelque temps, elle brisa avec violence, et le *mercure* se divisa.

Le *mercure* ne se change pas à l'air sans le secours de la chaleur. Boerhave conserva 1 liv. de *mercure* pendant 15 ans, dans un fourneau dont la chaleur ne passa pas 100 degrés Fahr., sans qu'il se montrât une trace d'oxidation. Si le *mercure* se couvre à l'air d'une pellicule grise, cela provient de quelques métaux alliés.

D'après les expériences de Monge et Vandermonde (Mémoires de l'Académie, 1786, p. 435), l'air atmosphérique peut dissoudre une partie de *mercure*. La quantité de *mercure* dissous, augmente avec la température, comme on remarque dans la dorure et dans l'argenture, où l'air chaud est chargé d'une quantité considérable de *mercure* en vapeur.

Lorsqu'on triture ou lorsqu'on agite le *mercure* long-temps au contact de l'air, il se convertit en un oxide gris ou noir. On opère aussi cette oxidation en agitant le *mercure* dans un grand flacon rempli de gaz oxigène. Boerhave attacha des flacons contenant de l'air et un peu de *mercure* à l'aide d'un moulin à vent. Par le mouvement continuel, le *mercure* s'est couverti en oxide gris. *Voyez* art. Ethiops (1).

On obtient cet oxide plus facilement en broyant une partie de *mercure* avec 2 à 3 parties de sels très-solubles, comme avec le sulfate de potasse et un peu d'eau. On lave la poudre avec une quantité suffisante d'eau chaude, et on filtre.

On obtient cet oxidule en faisant bouillir le muriate de *mercure* dans une suffisante quantité d'eau de chaux, de manière que celle-ci brunisse le papier jaune de curcuma. Il faut que l'ébullition se fasse rapidement, et on doit décanter souvent pour qu'il ne se forme pas de carbonate de chaux. On lave ensuite l'oxide par l'eau chaude.

On peut convertir le *mercure* en oxide par la trituration avec la fleur de soufre, le sucre, et par d'autres

---

(1) L'un de nous a fait agiter le *mercure* long-temps dans des flacons remplis d'air, de gaz oxigène et de gaz azote ; ces gaz n'avoient pas diminué de volume ; mais une petite quantité de *mercure* étoit convertie en poudre grise, que l'on a reconnue pour du *mercure* extrêmement divisé.

(*Note des Traducteurs.*)

substances. Cet oxidule contient, d'après Fourcroy, 4 pour 100 d'oxigène. A une très-haute température, on peut lui enlever l'oxigène, et le réduire en état métallique. A la chaleur, il se combine avec une plus grande quantité d'oxigène, et prend une couleur rouge.

Chenevix a retiré du nitrate de *mercure*, un oxide qui contient 10 pour cent d'oxigène. Il est cependant probable que cet oxide retenoit de l'acide nitrique. Aussi, ne connoît-on pas la couleur et les propriétés de cet oxide; car si l'on veut enlever tout l'acide nitrique, l'oxide lui-même subit une altération. (Philos. Trans., 1802.)

Pour préparer l'oxide rouge de *mercure*, on introduit du *mercure* dans un matras à fond plat, et terminé par un tube capillaire. On le fait bouillir continuellement sur un bain de sable, à une température qui ne doit pas surpasser celle de 700 degrés Fahr. La hauteur du matras et son ouverture étroite, empêchent que le *mercure* ne s'échappe en même temps; le contact de l'air n'est pas exclus.

La surface du *mercure*, en se combinant avec l'oxigène de l'air, devient noire et ensuite rouge. Au bout de quelques mois, le *mercure* est couverti en poudre rouge ou en petits cristaux d'un rouge foncé.

D'après Weigel, on peut faire l'opération dans une fiole bouchée avec un papier. Il est bon d'enlever de temps en temps la poudre rouge qui s'est formée.

D'après Van-Mons, il faut chauffer fortement la poudre qui provient de la trituration de parties égales de *mercure* et d'oxide rouge; alors le tout se convertit promptement en oxide rouge par l'absorption de l'oxigène de l'air. Lichtenberg qui a répété cette expérieuce, n'a pu réussir.

Cet oxide rouge qu'on appeloit autrefois *mercure précipité per se*, est une poudre d'un rouge éclatant parsemé de petits cristaux.

Il a une saveur âcre, métallique, et agit comme caustique sur la peau. Il n'est pas volatil, et ne peut pas être sublimé sans se décomposer.

Broyé avec du *mercure* coulant, il perd une partie de

son oxigène, et le tout se convertit en oxidule noir. Lorsqu'on l'échauffe avec la limaille de zinc, il s'ensuit une détonnation.

Exposé à la chaleur rouge, il devient plus foncé et noir (il reprend la couleur rouge après le refroidissement), et se convertit en *mercure* métallique.

Par l'addition des corps combustibles, la réduction est encore plus prompte.

Cette réduction de l'oxide rouge de *mercure*, a conduit Priestley à la découverte du gaz oxigène. Ce fait a été bientôt constaté par Schéele, Bayen et Lavoisier ; le dernier en a déduit l'oxiome suivant : *dans l'oxidation des métaux, l'air atmosphérique est décomposé, l'oxigène de l'air se combine avec le métal, et celui-ci augmente en poids autant que pèse l'oxigène absorbé.*

On prépare l'oxide rouge de *mercure* d'une manière plus expéditive à l'aide de l'acide nitrique. Pour cela, on fait chauffer dans un matràs de verre, les cristaux de nitrate de *mercure*.

Il se dégage du gaz nitreux en vapeurs rouges. On chauffe jusqu'à ce que le nitrate paroisse noir à la chaleur, et qu'il se forme quelques globules de *mercure*. On enlève de suite le matras, et on trouve après le refroidissement de l'oxide rouge de *mercure*.

D'après Van Mons, le nitrate de *mercure* contient plus d'acide nitrique, qu'il ne faut pour oxider le *mercure*. Sur ce fait, Fischer a fondé le procédé suivant. On fait évaporer le nitrate de *mercure* à siccité, on ajoute à la masse pulvérulente autant de *mercure* coulant, et on convertit le tout en masse de consistance pillulaire à l'aide d'un peu d'eau. On fait rougir cette masse au bain de sable, jusqu'à ce qu'il commence à se dégager du gaz oxigène. Dans la partie supérieure du vase, se trouve un peu de nitrate de *mercure* avec excès de base, et tout le reste se convertit en oxide rouge Voyez *Fischer* dans le Journal de *Schérer*, t. 8, p. 54.

Payssé qui a observé la préparation en grand de cet oxide en Hollande, attribue la réussite de l'opération aux circonstances suivantes : l'acide nitrique exempt

d'acide muriatique, doit être de 34 à 38 degrés de l'aréomètre de Baumé, dont il faut employer 70 parties sur 50 parties de *mercure*. On fait dissoudre 80 parties de *mercure* dans 79 parties d'acide nitrique. On distille la dissolution dans une cornue, et on enléve le récipient quand le liquide a passé. On augmente la chaleur jusqu'à ce que le résidu soit converti en oxide rouge. *Voyez* Annal. de Chimie, t. 51, 52 et 54.

Chaptal donne pour la préparation de l'oxide rouge de *mercure* le procédé suivant. On fait dissoudre le *mercure* dans de l'acide nitrique de 34 à 38°, et on fait cristalliser. On chauffe les cristaux dans une cornue tubulée au bain de sable, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz nitreux. On verse sur le résidu la moitié de l'acide nitrique de gaz employé, et on distille de nouveau. On répète cette opération encore 3 à 4 fois, en dimiuuant la quantité de l'acide nitrique. On triture alors le résidu, et on le fait chauffer jusqu'à ce qu'il acquière une belle couleur rouge. *Voyez* Chimie appliquée aux arts, t. 3, p. 425.

L'oxide rouge de *mercure* contient, d'après Fourcroy, 0,08 d'oxigène; Proust et Rose trouvent 0,10 d'oxigène, et d'autres chimistes 0,07; Chenevix détermine même sa quantité à 0,15.

Payssé dit avoir retiré de l'oxide rouge brillant, des fabriques de Hollande, 0,18 à 19 d'oxigène, et de celui qui ne brille pas, 0,13 à 14 d'oxigène.

Chaptal assure même que l'oxide préparé d'après son procédé contient 0,20 d'oxigène, tandis que celui fait par le contact de l'air ne contient que 0,10; on pourroit croire que cet oxide retient de l'acide nitrique. Quand on y suppose de l'acide nitrique, on le fait bouillir pendant une heure avec 10 parties d'eau distillée; après avoir décanté, on fait digérer l'oxide pendant quelque temps avec une lessive alcaline; on le lave ensuite et on fait sécher.

Lorsque l'oxide rouge de *mercure* est falsifié par le cinabre, on peut le reconnoître en versant dessus de l'acide nitrique étendu; l'oxide s'y dissout et le cinabre reste insoluble. Le minium peut être reconnu en traitant

l'oxide de *mercure* par du vinaigre, qui en acquiert une saveur sucrée et qui donne un précipité noir par l'hydrogène sulfuré. Il est encore préférable de le chauffer fortement, alors l'oxide rouge se volatilise et l'oxide de plomb reste.

On préparoit autrefois *l'arcanum corallinum*, en faisant brûler sur l'oxide rouge de *mercure* plusieurs fois de l'alcool ; mais l'oxide n'en éprouve aucune altération.

Fourcroy a remarqué que si l'on fait passer du gaz muriatique oxigéné à travers de l'oxide rouge de *mercure*, celui-ci absorbe une plus grande quantité d'oxigène.

Braamcamp et Seiqueira Oliva ont trouvé que la poudre violette qui se forme dans l'oxide rouge de *mercure* par un courant de gaz muriatique oxigéné, étoit un muriate de *mercure*, avec un grand excès d'oxide rouge dans la proportion de 2 à 8.

Dix parties de cette matière ont été chauffées dans une cornue ; il s'en est sublimé 2 parties de muriate corrosif, et il en est resté 8 parties d'oxide rouge.

La combinaison du *mercure* avec le charbon se trouve dans le *mercure hépatique* naturel.

L'hydrogène n'altère pas le *mercure* métallique, mais si l'on met le gaz hydrogène quelque temps en contact avec l'oxide rouge de *mercure*, ce dernier passe au noir même à froid ; le changement est plus rapide à l'aide de la chaleur. Lorsqu'on fait passer à travers un tube incandescent garni d'oxide rouge de *mercure*, un courant de gaz hydrogène, il y a détonnation; dans cette circonstance, l'oxide se réduit et il se forme de l'eau.

En faisant chauffer l'oxide rouge de *mercure* avec du charbon, il se forme de l'acide carbonique, et le *mercure* est réduit à l'état métallique.

L'eau pure ne dissout et n'oxide pas le mercure ; lorsqu'on le fait bouillir long-temps avec elle, le *mercure* acquiert des propriétés vermifuges; Gren attribue cette vertu à un peu d'oxide de *mercure* qui est suspendu dans l'eau.

Il paroît que le *mercure* peut tenir une petite quantité d'eau en dissolution ; car un fer plongé pendant quelque temps dans le *mercure*, s'oxide, ce qui ne peut provenir que d'une décomposition de l'eau. La surface convexe du

mercure dans des vaisseaux de verre paroît également provenir de l'eau. Cassebois de Metz (Séance des Ecoles Normales, t. 3, p. 50) trouva que la surface du *mercure* bien privé d'eau étoit plane ; ce *mercure* ainsi purifié atteint le niveau dans les tubes capillaires.

Pelletier n'a pu combiner directement le *mercure* avec le phosphore, l'union eut lieu seulement en chauffant un mélange de parties égales de phosphore et d'oxide rouge de *mercure* avec de l'eau. L'oxide rouge devint noir, et il se forma une quantité d'acide phosphorique.

Thomson a opéré l'union du phosphore avec le *mercure*, en chauffant un mélange d'oxide noir de *mercure* et de phosphore dans une cornue remplie de gaz hydrogène, pour éviter l'inflammation.

Thomson présume que la poudre noire obtenue par Pelletier, n'étoit autre chose que de l'oxide noir de *mercure*.

Le phosphure de *mercure* se ramollit dans l'eau chaude. Chauffé dans un appareil distillatoire, il se décompose. Exposé à l'air chaud, il dégage des vapeurs rouges d'une odeur de phosphore.

Le soufre se combine avec le *mercure* même à froid. Par la trituration on peut unir 3 parties de *mercure* avec une partie de soufre.

En secouant dans un flacon 15 parties de soufre avec 100 parties de *mercure*, il se forme une poudre noire. Dans ce composé le *mercure* est à l'état métallique. *Voyez* Journal de Physique, t. 53, p. 22.

Quoique la séparation de ce composé ne puisse se faire que par des moyens chimiques, il ne paroît être qu'une union mécanique. A l'aide d'une loupe on y remarque des particules de *mercure* oblongues. L'or qu'on triture avec cet éthiops, devient blanc. Traité avec une lessive alcaline caustique, il s'exhale une odeur fétide, et il se forme une pellicule noire.

Selon Berthollet, l'hydrogène sulfuré fait partie constituante de l'éthiops.

Lorsque l'éthiops minéral est falsifié par de l'ivoire calciné, on reconnoît facilement cette fraude, en le faisant rougir dans un creuset ouvert. En état de pureté, il se

volatilise totalement. S'il est falsifié, il reste du phosphate de chaux.

Par sublimation de l'éthiops minéral, on obtient le cinabre artificiel. *Voyez* cet article.

Le *mercure* se combine avec plusieurs métaux et forme des amalgames dont les uns ont été déjà traités.

Avec l'argent il s'amalgame à froid. On peut obtenir cet amalgame en triturant ensemble de l'argent en feuille avec du *mercure*, ou bien en mêlant des lames ou des grains d'argent rougi avec du *mercure* chauffé.

Cet amalgame, composé de 4 parties de *mercure* et une partie d'argent, cristallise par un refroidissement lent, en prismes tétraèdres.

L'amalgame de 8 parties de *mercure* contre une partie d'argent, cristallise, selon Bergmaun, en octaèdres. Par une chaleur suffisante, on peut en volatiliser le *mercure*.

L'argent est un des métaux qui ont le plus d'affinité pour le *mercure*.

On unit facilement le bismuth avec le *mercure* en triturant le bismuth pulvérisé avec ce métal, ou bien en versant du bismuth fondu dans du *mercure* échauffé. On falsifie quelquefois le *mercure* avec ce métal. L'amalgame de plomb devient plus fluide par l'addition du bismuth, et cet amalgame triple passe à travers la peau de chamois. Le bismuth diminue la pesanteur spécifique du *mercure*, lui enlève la forme sphérique et lui fait faire la queue. Fockema a ajouté un grain de bismuth à une once de *mercure* ; cet amalgame s'est bientôt couvert d'une pellicule noire par l'agitation dans un vase. Il est difficile de séparer tout le bismuth du *mercure* par la distillation.

L'amalgame de 2 parties de *mercure* et d'une partie de bismuth, cristallise après un refroidissement lent en pyramides à 4 faces, qui se réunissent quelquefois en octaèdres. Le plus souvent ce sont des lames minces sans forme régulière.

Pour faire l'amalgame de zinc on verse, dans du zinc à peine fondu, du *mercure* échauffé ; on triture bien et on lave ensuite par l'eau.

L'amalgame de zinc est solide. Par un refroidissement lent, il cristallise en lames à 6 faces. On emploie un amal-

game de 5 parties de *mercure* et d'une de zinc, pour frotter les coussins de la machine électrique.

Le *mercure* est précipité de ses dissolutions par le zinc; le *mercure* séparé s'amalgame facilement avec le zinc non dissous.

L'étain se combine très-facilement avec le *mercure*, même à froid. Lorsqu'on coule le *mercure* dans de l'etain fondu, les deux métaux peuvent se combiner en toute proportion. L'amalgame de 3 parties de *mercure* et d'une partie d'étain, cristallise, d'après Daubanton, en cubes; et d'après Sage, en lames brillantes.

Le *mercure* favorise la combinaison des métaux avec d'autres substances. C'est ainsi qu'on remarque que les métaux qui ont une plus grande affinité pour l'oxigène que n'en a le *mercure*, s'oxident plus facilement étant amalgamés, que lorsqu'ils sont isolés.

Les amalgames ont une tendance à cristalliser, et quelques-uns cristallisent réellement. Berthollet trouve dans cette propriété une analogie avec la cristallisation des sels dans l'eau. Une partie du métal reste dans le fluide, tandis qu'une autre, combinée avec le *mercure*, cristallise. Sage a remarqué que les amalgames d'argent et autres, se cristallisoient à la surface, tandis que l'amalgame d'or cristallise au fond.

Ces phénomènes peuvent être expliqués en ce que la plus grande partie du métal solide est employée à la formation des cristaux. Dans les métaux qui ont une pesanteur spécifique moindre que le *mercure*, la partie cristallisée doit avoir aussi une pesanteur spécifique moindre; l'or étant plus pesant que le *mercure*, le contraire doit avoir lieu.

Lorsqu'on veut décomposer les amalgames, il faut employer, pour volatiliser les dernières molécules de *mercure*, une très-forte chaleur.

La pesanteur spécifique de presque tous les amalgames est plus considérable qu'elle ne devroit être, selon le calcul. *Voyez* Statique Chimique de Berthollet, t. 2, p. 350.

L'amalgame pour les miroirs est composé de *mercure* et d'étain. Pour le préparer on met sur une table de marbre ou

de bois, une lame mince d'étain, on la couvre de *mercure*, on pose par-dessus la glace bien polie, on comprime pendant quelque temps par des poids. On donne alors à la glace une position verticale pour que l'excès de *mercure* qui contient un peu d'étain, en découle. Pour plaquer des miroirs obliques, on prépare un amalgame d'une partie d'étain, autant de plomb et de bismuth et 2 parties de *mercure*.

Les boules de *mercure* sont composées de 4 parties d'étain et d'une partie de *mercure*.

Les alcalis n'agissent pas sur le *mercure*, mais bien sur ses oxides.

Lorsqu'on fait digérer de l'oxide rouge de *mercure* avec l'ammoniaque, cet alcali se décompose, il se forme de l'eau et il se dégage du gaz azote.

Fourcroy fit évaporer la liqueur ammoniacale qui provenoit de la digestion de l'ammoniaque avec l'oxide rouge de *mercure*, il obtint un sel triple, un nitrate ammoniaco-mercuriel. L'oxigène de l'oxide rouge s'est donc partagé entre les deux parties constituantes de l'ammoniaque; son union avec l'hydrogène avoit formé de l'eau, tandis que l'autre partie s'étoit combinée avec l'azote pour former de l'acide nitrique.

L'ammoniaque peut être employée pour désoxider la surface du *mercure*, surtout s'il est oxidé par l'acide muriatique oxigéné. Quant à l'action de la chaux sur l'oxide rouge de *mercure*, *voyez* Argent fulminant.

L'acide sulfurique étendu d'eau n'agit pas sur le *mercure*.

L'acide sulfurique concentré se décompose à l'aide de la chaleur, il se dégage beaucoup de gaz acide sulfureux.

Les oxides de *mercure* se dissolvent dans l'acide sulfurique étendu, à l'aide de la chaleur.

L'acide nitrique étendu dissout le *mercure* sans le secours de la chaleur, et il se dégage du gaz nitreux.

La dissolution du *mercure* dans l'acide nitrique faite à froid, noircit la peau; celle faite à chaud la rend d'un pourpre foncé, mais elle noircit aussi le bois, les cheveux et la laine.

La dissolution dans l'acide nitrique étendu faite à froid

peut être mêlée avec l'eau sans se troubler; dans celle faite avec l'acide nitrique concentré à chaud, l'eau en précipite du nitrate de *mercure* avec excès de base.

L'eau mercurielle et l'*aqua grysea Gohlii*, est une dissolution saturée de nitrate de *mercure*, étendue de 30 fois autant d'eau qu'il y a de *mercure*.

Les alcalis et les terres précipitent l'oxide des nitrates de *mercure*. Il est noir-grisâtre si le *mercure* dans le nitrate se trouve au *minimum* d'oxidation. Lorsqu'il est bien lavé et desséché, il passe au jaune à l'air et au contact de la lumière.

Les alcalis fixes et les terres forment un précipité jaune dans le nitrate au *maximum*.

Lorsqu'on verse une petite quantité d'ammoniaque dans le nitrate de *mercure* au *minimum*, le premier précipité qui se forme est d'un vert d'olive; une plus grande quantité d'ammoniaque le rend noir: c'est le *mercure* soluble d'Hahnemann. *Voyez* cet article.

Lorsqu'on ajoute à la dissolution du nitrate de *mercure* un grand excès d'ammoniaque, le précipité disparoît en partie, et celui qui reste est plus noir.

La liqueur surnageante ammoniacale, contient un sel triple ammoniaco-mercuriel, dont il sera question à l'article NITRATE.

Pendant l'action de l'ammoniaque sur le nitrate de *mercure*, une partie de l'ammoniaque est toujours décomposée, et cela d'autant plus que le *mercure* est très-oxidé.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de *mercure*, il se précipite sur-le-champ un sulfate de *mercure*; le même précipité a lieu par les sulfates alcalins ou terreux.

L'acide muriatique le plus concentré n'agit ni à froid, ni à chaud sur le *mercure*, mais l'acide muriatique oxigéné l'attaque facilement.

L'acide muriatique a de l'action sur l'oxide de *mercure*, surtout à l'aide de la chaleur; cet acide précipite du nitrate de *mercure* un muriate; tout l'oxide de *mercure* n'est cependant pas séparé du nitrate, parce que le muriate de *mercure* est un peu soluble dans l'acide nitrique.

Le sulfate de *mercure* est aussi précipité par l'acide muriatique et par les muriates alcalins.

L'acide nitro-muriatique convertit le *mercure* et ses oxides en muriate de *mercure* qui cristallise.

Les acides fluorique, boracique, phosphorique, tartarique et oxalique, n'agissent pas sur le *mercure*, mais ils se combinent avec les oxides.

Les sels à base de *mercure* forment un précipité blanc avec l'acide muriatique, un précipité noir avec les hydro-sulfures, un précipité orangé par la noix de galle, et un précipité blanc qui devient jaune à l'air par le prussiate de potasse.

Une lame de cuivre plongée dans une dissolution mercurielle, se couvre de *mercure* métallique.

Les sels alcalins et terreux, n'agissent pas sur le *mercure*; avec le nitrate de potasse, il n'y a pas de détonnation. Le *mercure* dégage, selon Lagaraye, l'ammoniaque du muriate d'ammoniaque. Il paroît cependant que c'est le *mercure* oxidé qui opère cette décomposition.

L'alcool, les huiles grasses et volatiles n'ont pas d'action sur le *mercure* métallique. L'oxide de *mercure* se désoxide d'après Weigel à la longue par l'éther, les huiles grasses et volatiles.

L'hydrogène sulfuré convertit le *mercure* en éthiops; la dissolution du soufre dans les huiles essentielles, produit le même effet, surtout à l'aide de la chaleur.

Le *mercure* n'agit pas selon Proust sur les hydro-sulfures alcalins; mais ceux qui sont devenus jaunes à l'air, sont blanchis par le *mercure* qui leur enlève l'excès de soufre.

L'oxige rouge de *mercure* décompose l'hydrogène sulfuré et les hydro-sulfures. Le soufre se combine alors en partie avec le *mercure*, qui est presque réduit; mais comme on remarque toujours quelque trace d'hydrogène sulfuré, il paroît qu'il s'en forme de nouveau.

Berthollet n'est pas d'accord avec les expériences de Proust. Il trouva que le *mercure* se convertit en poudre noire par les alcalis hydro-sulfurés, en le secouant dans une dissolution fraîche et incolore.

Si l'on broie long-temps le *mercure* avec des terres,

le sucre, la gomme et la crême de tartre, le *mercure* est converti par ces substances en oxide noir.

Le même phénomène a lieu en triturant le *mercure* avec la graisse, comme dans l'onguent napolitain (1).

Les usages du *mercure* sont extrêmement multipliés ; on l'emploie pour retirer l'or et l'argent de leurs mines, pour dorer et argenter, pour les miroirs et pour beaucoup de médicaments.

Voyez *Boerhave* de mercurio, dans les philos. Trans., nº 430; *Kruse* dans la Nov. Comment. Pétrop., t. 9, p. 381 ; *Wabst* teut., phys. chem. de hydrargyro. Vindob, 1754; *Scopoli* de hydrargyro idriensi tentamina ; Histoire chimique et minéralogique du *mercure*, par Hildebrandt, Brunsw., 1793.

Mercure doux. *Voyez* Muriate de mercure.

Mercure fulminant. Mercurius fulminans. *Knallquek-silber.*

On doit à Howard le procédé suivant : on dissout 100 grains de *mercure* dans 1 once et demie d'acide nitrique, d'une pesanteur spécifique de 1,3. On verse la dissolution dans 2 onces d'alcool, et on chauffe le mélange jusqu'à l'ébullition, on enlève alors le feu ; l'action est vive, il se dégage une vapeur épaisse, très-pesante, qui est, selon Howard, vraisemblablement de l'éther nitrique, contenant de l'acide nitrique en dissolution ; il se précipite une poudre blanche.

L'effervescence cessée, on sépare la poudre blanche par le filtre, on la lave avec de l'eau pure, et on la fait sécher à 100 degrés centig.

La poudre consistante en petits cristaux, a les propriétés suivantes :

A une température de 368 degrés Fahr., elle détonne

(1) L'un de nous a fait voir que le *mercure* est en état métallique et simplement divisé dans le *mercurius alcalisatus, saccheratus gommosus*, et dans l'onguent napolitain. *Voyez* Annal. de Chimie, t. 78, p. 220. (*Note des Traducteurs.*)

avec violence; par cette raison, Howard l'a appelée *poudre fulminante*. Le même effet se produit par la trituration, par la percussion avec le marteau, par le fluide électrique et par l'étincelle du briquet. Les résultats de la fulmination sont du gaz acide carbonique, du gaz azote, de l'eau et du *mercure*. L'acide sulfurique concentré y opère l'explosion; mais l'acide sulfurique étendu décompose à la longue le *mercure* fulminant, il se dégage de l'acide carbonique, et un gaz particulier éthéré qui brûle avec une flamme verdâtre. Il reste de l'oxalate de *mercure* et un peu de *mercure* métallique.

Howard a conclu de ses expériences que le *mercure* fulminant est un composé d'oxalate de *mercure* et de gaz nitreux éthéré dans les proportions suivantes :

Acide oxalique	21,28
Mercure	64,72
Gaz nitreux éthéré avec excès d'oxigène	14,00

Voyez Journal de *Nicholson*, t. 4, page 133.

D'après ces résultats, il est difficile d'expliquer la détonnation. Berthollet a donc repris cet objet.

La liqueur surnageante du précipité, donna un précipité noir par l'eau de chaux, et on remarquoit des vapeurs d'ammoniaque.

Quand on mêle la poudre avec la potasse, il s'en dégage beaucoup d'ammoniaque.

On a dissous le *mercure* fulminant dans de l'acide muriatique.

Le métal, après avoir été précipité par le sulfure de potasse hydrogéné, le muriate de chaux n'y forma aucun précipité, ce qui auroit eu lieu s'il y avoit de l'oxalate de *mercure*.

Une liqueur semblable donna à la distillation des cristaux en aiguilles, composés d'acide muriatique de *mercure* et d'ammoniaque.

Berthollet conclut de ces expériences que le *mercure* fulminant ne contient pas d'acide oxalique, mais plutôt de l'ammoniaque. Le *mercure* fulminant a été

converti par l'acide sulfurique étendu en une poudre blanche qui ne détonne plus.

Howard prend cette poudre pour de l'oxalate de *mercure*, mais d'après Berthollet c'est un sulfate oxidulé de *mercure* avec excès de base.

L'acide sulfurique en dégage aussi du gaz acide carbonique et $\frac{1}{12}$ de gaz hydrogène carboné. Le *mercure* fulminant contient d'après cela une substance très-décomposable. Berthollet n'a pas encore réussi à isoler cette substance, mais il la croit très-analogue à l'alcool.

Dans le *mercure* fulminant, le métal paroît être au *maximum* d'oxidation, mais il passe au *minimum* par la décomposition de la matière particulière alcoolique, au moyen de l'acide sulfurique.

Selon Fourcroy, le *mercure* fulminant présente une poudre verdâtre, si l'on chauffe bien plus long-temps dans la préparation que Howard ne l'indique. Dans ce dernier cas, il détonne foiblement et brûle sur des charbons ardents avec une flamme bleue.

Cette poudre verdâtre est composée d'ammoniaque, d'oxide de *mercure*, et d'une grande quantité d'une substance végétale particulière. Lorsqu'on fait bouillir plus long-temps, la substance végétale diminue considérablement, et il se forme de l'oxalate de *mercure*.

Pfaff déclare le *mercure* fulminant de Howard, pour de l'oxalate de *mercure* qui, outre l'ammoniaque, contient encore une substance gazeuse, dont il n'a pu déterminer la nature. Il remarque comme Fourcroy, que le résultat diffère selon la température qu'on a employée, et que les oxalates de *mercure* détonnent dans certaines circonstances.

Fourcroy a découvert une autre espèce de *mercure* fulminant, qu'il a obtenu en faisant digérer de l'oxide rouge de *mercure* avec de l'ammoniaque concentrée. Au bout de huit jours, l'oxide prend une couleur blanche, et se couvre de petites écailles cristallines. Dans cet état, il détonne sur des charbons ardents comme l'or fulminant. Au bout de quelques jours, il se décompose et perd sa propriété fulminante. Lorsqu'on le chauffe foible-

ment, l'ammoniaque se dégage et l'oxide reprend sa couleur rouge.

Mercure gris. *Voyez* Mercure soluble d'Hahnemann.

Mercure soluble d'Hahnemann. Mercurius solubilis Hahnemanni, Hydrargyrum oxidulatum. *Anflæsliches Quecksilber.*

Dans l'acide nitrique étendu de son poids d'eau, on met successivement du *mercure* en agitant souvent, jusqu'à ce que le *mercure* refuse à s'y dissoudre. Au bout de quelques jours, on décante la liqueur, on lave les cristaux avec de l'eau distillée; on les fait dessécher entre le papier à filtrer, et on les réduit en poudre dans un mortier de marbre. On verse dessus 10 parties d'eau distillée qui les dissolvent à l'aide de l'agitation jusqu'à un cinquième. On verse lentement dans la liqueur filtrée de l'ammoniaque liquide, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité noir. On le sépare de suite par le filtre, et on lave fréquemment avec l'eau distillée chaude. Etant desséché à une douce chaleur, on le conserve dans des flacons bien bouchés.

Le précipité est facilement soluble dans l'acide acétique. L'acide nitrique peut en dissoudre un quart; il y a dégagement de gaz nitreux. La poudre blanche insoluble dans l'acide nitrique, est un sel triple ammoniaco-mercuriel, qui fait le quart du *mercure* oxidulé.

D'après Schulze à Kiel, on prépare ce médicament en versant dans un matras sur 1 partie de *mercure*, 1 partie d'acide nitrique concentré, étendu auparavant de 4 parties d'eau; on chauffe d'abord à 140 degrés Fahr., jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de bulles, alors on l'entretient pendant 3 à 4 heures, à une température de 120 degrés Fahr. On fait bouillir le liquide pendant une demi-heure, et on le verse tout bouillant dans 50 parties d'eau. En faisant la dissolution, il faut empêcher que le nitrate cristallise; pour cela, on y ajoute de temps en temps un peu d'eau chaude; il doit y rester un excès de *mercure* non attaqué.

On filtre alors la liqueur, et on la précipite par l'ammoniaque comme ci-dessus.

Le précipité noir contient aussi un sel triple, qui fait partie constituante de ce médicament, et qu'on ne doit pas lui enlever.

Le *mercurius cinereus* de Black, se prépare de la même manière, mais on sature le nitrate de *mercure* par le carbonate d'ammoniaque; il est d'un blanc grisâtre et contient aussi le sel triple.

On obtient le soi-disant *mercurius moscati* en faisant bouillir une partie de muriate de *mercure* avec 3 parties de potasse caustique dissoute dans l'eau.

C'est un oxide noir de *mercure*; on peut l'obtenir aussi en précipitant le nitrate de *mercure* par la potasse.

Pour préparer le *mercure* gris, *mercurius cinereus Saunderii*, on triture dans un mortier de marbre 1 partie de *mercure* doux avec 2 parties de carbonate d'ammoniaque et un peu d'eau; on obtient une masse noire qu'on lave à l'eau chaude. Le composé est de la même nature que les deux précédents.

Chauffé dans une cornue, il devient jaune et il se dégage de l'ammoniaque; il se sublime 0,45 de muriate de *mercure*.

MESOTIPE. *Voyez* ZÉOLITHE.

MÉTAUX. Metalla. *Metalle.*

Les métaux, selon nos connoissances actuelles, sont des corps simples qui se distiguent de tous les autres par un éclat qui leur est propre, par une pesanteur spécifique considérable, par une opacité complète et par leur insolubilité dans l'eau.

L'éclat propre des *métaux* est d'un genre particulier, aussi le distingue-t-on par la dénomination d'éclat métallique. Il provient de ce que les *métaux* réfléchissent plus de lumière que les autres corps. Si quelques substances non métalliques, comme le mica, par exemple, ont l'éclat métallique, ce n'est du moins qu'à leur surface, tandis que les *métaux* jouissent de cette propriété dans toute leur masse.

Les *métaux* ont une pesanteur spécifique plus grande que celle des autres corps. La barite est la terre la plus

pesante que nous connoissions, et sa pesanteur spécifique n'est que de 4, taudis que celle du métal le plus léger est au moins de 6 (1). Si les *métaux* ont plus de brillant que les autres corps, c'est qu'à raison de leur grande densité ils réfléchissent plus de rayons lumineux.

Les *métaux* même en feuilles très-minces, sont absolument opaques. Une feuille d'argent de $\frac{1}{100000}$ de pouce d'épaisseur, ne donne aucun passage à la lumière. Une feuille d'or de $\frac{1}{280000}$ de pouce de diamètre paroît verte lorsqu'on la place entre l'œil et le soleil. Newton qui observa le premier ce phénomène l'explique en admettant que les rayons verts passent à travers la feuille d'or. Ce physicien soupçonne que tous les *métaux* donneroient passage à la lumière si on les réduisoit en feuilles assez minces. L'opacité des *métaux* réunie à leur brillant, les rend propres à la confection des miroirs.

Tous les *métaux* sont plus ou moins *ductiles*. On dit qu'un corps est *ductile* lorsqu'il est susceptible de s'étendre sous le marteau.

Il y a des *métaux* qui s'étendent beaucoup sous le marteau, tandis que d'autres ne sont susceptibles que d'être un peu aplatis. La chaleur augmente beaucoup la ductilité des *métaux*. Les substances métalliques que l'on a étendues sous le marteau acquièrent par là plus de dureté et plus de densité; quelques *métaux* sont susceptibles d'être tirés en fil. L'on peut diviser *la ductilité* en *ductilité* à la *filière* ou *ténacité*, et en *ductilité sous le marteau* ou *malléabilité*.

Autrefois on fondoit sur la différente ductilité des *métaux*, un principe de division pour en faire deux espèces, et l'on distinguoit les *métaux entiers* et les *demi-métaux*. On appeloit *métaux entiers* ceux qui sont très-ductiles, et *demi-métaux* ceux qui le sont moins; mais cette division est peu satisfaisante, car la ductilité passe du plus au moins par des gradations inperceptibles, et dépend

(1) Si le potassium et le sodium sont réellement des substances simples métalliques, comme les expériences les plus récentes paroissent le prouver, la règle générale de la pesanteur spécifique des *métaux* subiroit ici quelque modification. (*Note des Traducteurs.*)

même de la manière dont on fait agir la force mécanique ; car tel métal qui se brise sous le marteau, s'étend très-bien entre les cylindres du laminoir sans perdre sa continuité ; aussi les physiciens modernes ont-ils abandonné la division de *métaux entiers* et de *demi-métaux*.

La *ténacité* des *métaux* dépend de leur ductilité ; on la mesure à l'aide d'un poids suspendu à l'un des bouts d'un fil métallique, d'un diamètre déterminé, et que l'on augmente jusqu'à ce que le fil se casse. Les différents *métaux* varient par leur degré de ténacité. Un fil de fer de $\frac{1}{10}$ de pouce de diamètre porte un poids de 500 livres sans se rompre, tandis qu'un fil de plomb du même diamètre ne peut porter qu'à peu près 29 livres.

Muschenbrœk et Sickingen ont fait des expériences sur la ténacité des *métaux*. Les expériences de ce dernier sont plus exactes que celles de Muschenbrœk, parce qu'il a eu soin d'employer des fils non seulement de même diamètre, mais encore de même longueur ; tandis que Muschenbrœk n'a fait attention qu'au diamètre.

Voici comment Muschenbrœk range les *métaux* relativement à leur ténacité : le fer, l'argent, le cuivre, l'or, l'étain, le bismuth, le zinc, l'antimoine, le plomb. Sickingen les range ainsi : le fer, le cuivre, le platine, l'argent, l'or. (*Muschenbroeck*, *Dissert. Phys. Exper. Lugd. Bat.* 1729, p. 423 ; *Sickingen von der Platina*, p. 423.)

Aucun des *métaux* n'est *très-dur* ; cependant par l'art on peut augmenter beaucoup leur dureté. L'on fait avec le fer converti en acier des outils qui entament les corps les plus durs. Une addition d'étain durcit tellement le cuivre que l'on peut faire de cet alliage des instruments tranchants.

Kirwan exprime par des nombres la dureté des *métaux* et des fossiles en général ; il désigne par 3 la dureté de la chaux ; 4 représente une dureté plus grande, telle cependant que le corps qui la possède reçoit encore l'impression de l'ongle ; 5 une dureté telle que le corps ne reçoit plus l'impression de l'ongle, mais il peut être entamé par le couteau sans que l'on sente des veines dures ; 6 telle que

le corps ne peut être que difficilement entamé par le couteau ; 7 telle que le corps ne cède plus qu'à peine au couteau ; 8 telle que le corps ne peut plus être raclé avec le couteau, sans cependant faire feu avec l'acier ; 9 telle que le corps fait feu avec l'acier, mais foiblement ; 10 telle que le corps fait vivement feu avec l'acier (Kirwan, Mineral., t. 1, p. 38.)

Les *métaux* sont *fusibles* ; chaque métal cependant demande une température différente pour sa fusion. Le mercure est liquide à la température ordinaire de l'atmosphère, tandis que le fer et le platine demandent pour fondre la plus forte chaleur que puissent produire nos fourneaux.

Lorsque les *métaux* passent lentement, et sans être agités, de l'état de liquidité à l'état solide, leurs molécules se rangent symétriquement, et ils cristallisent. Quelques *métaux* paroissent plus disposés à cristalliser que d'autres, mais cependant la forme de leurs cristaux offre peu de variété ; il paroît qu'ils forment toujours des cubes ou des octaèdres.

La table suivante tirée de la Chimie appliquée aux arts de Chaptal, t. 2, p. 179, offre la dureté des *métaux* (exprimée à la manière de Kirwan), leur pesanteur spécifique est, pour la majeure partie, la température nécessaire à leur fusion. Il est bon d'observer cependant que la plupart de ces températures ne sont qu'approximatives.

NOMS des MÉTAUX.	DURETÉ.	PESANTEUR spécifique.	TEMPÉRATURE à laquelle ILS FONDENT.
Or	6½	19,300	32° Wedgw.
Platine. . .	8	23,000	170 Wedgw. et au-delà.
Argent. . .	7	10,510	28 Wedgw. (1).
Mercure . .	....	13,568	39 Fahrenh.
Cuivre . . .	7½	8,870	27 Wedgw.
Fer.	9	7,788	158 Wedgw.
Etain. . . .	6	7,299	442 Fahrenh.
Plomb . . .	5	11,352	540 Fahrenh.
Nickel . . .	8½	9,000	150 Wedgw.
Zinc	6¾	7,190	700 Fahrenh.
Bismuth . .	7¼	9,822	460 Fahrenh.
Antimoine.	6½	6,860	809 Fahrenh.
Tellure. . .	....	6,115	540 Fahrenh. et au-delà.
Arsenic . .	5	8,310	400 Fahrenh.
Cobalt . . .	6	8,150	130 Wedgw.
Manganèse.	9	8,013	160 Wedgw.
Tungstène .	10	17,600	170 Wedgw. et au-delà.
Molybdène.	....	8,600	Inconnues.
Urane . . .	6	6,440	Inconnues.
Titane . . .	9	0,0	Inconnues.

Lorsque l'on expose les *métaux* à l'action de la chaleur, la plupart d'entr'eux perdent leur éclat et se convertissent en une poudre d'un aspect terreux dont les couleurs et les propriétés varient suivant le métal et le degré de chaleur que l'on a employé.

Il y a même quelques *métaux* qui, exposés à une forte chaleur, s'enflamment. La décharge d'une forte batterie électrique ou galvanique enflamme les *métaux* qui ne sont point susceptibles de s'enflammer à la chaleur la plus forte.

(1) Tomson avoit porté la fusion de l'argent à 22 degrés du pyromètre de Wedgwood, répondant à 3957 degrés Fahrenh., et Guyton a démontré que ce nombre devoit être réduit à 1892 degrés Fahrenh. (*Note des Traducteurs.*)

Après cette combustion on trouve la même substance pulvérulente dont nous venons de parler. Comme l'on regardoit anciennement cette opération de brûler les *métaux* comme analogue à celle par laquelle on convertit la pierre à chaux en chaux vive, on l'a appelée *calcination*, et le produit qui en résulte *chaux métallique*.

Si l'on mêle la soi-disant *chaux métallique* avec de la poudre de charbon, ou avec une substance qui contienne du carbone, et qu'on expose ce mélange au feu dans un vaisseau convenable, la chaux se convertira dans le métal, par la calcination duquel elle a été obtenue.

Stahl conclut de ces phénomènes, que les *métaux* sont la combinaison d'une *terre primitive* (qui est le principe non seulement de toutes les terres, mais encore des *métaux*) avec le *phlogistique*. Selon Stahl le métal perd son phlogistique pendant la calcination, et la chaux métallique chauffée avec du charbon, du flux noir, de la poix, de l'huile ou du suif, reprend son phlogistique et recouvre sa nature métallique, non pas cependant sans perdre de son poids (1).

Selon les idées de Stahl, le phlogistique est de même nature dans tous les corps; « le principe qui rend les corps

---

(1) Les anciens chimistes n'ignoroient pa que les *métaux*, en se calcinant, augmentoient en poids, au moins savoient-ils que cela arrivoit à quelques-uns. Boyle connoissoit ce phénomène; il savoit aussi qu'ayant fait calciner du plomb dans une cornue de verre, scellée hermétiquement, et cassant ensuite la pointe, l'air y entroit avec violence. Il dit:

Substituta duntaxat uncia una plumbi, in locum unius unciæ stanni, eventus (paucis dicam hic erat; quod postquam metallum illud in flamma detentum fuerat per bihorium, sigillato retortæ apice fracto, aer externus cum strepitu in eam irruit; indicio sane, vas omnino fuisse integrum), nosque insignem quantitatem plumbi invenimus (septem enim fuerunt scrupula et amplius), in calcem subcæsiam versam, quæ una cum metalli residuo iterum appensa cum essent, deprehensum a nobis fuit lucrum granorum sex hac operatione factum fuisse. (Boyle Works, vol. V, cap. III, p. 294). Boyle attribuoit faussement cette augmentation de poids de la chaux, à des particules de feu qui s'y étoient fixées.

Stahl connoissoit et l'augmentation de poids dans la calcination et la perte de poids par la reduction. *Il dit de la première :* quamvis enim lithargyrium, minium, cineres plombi, sub ipsa sui calcinatione, majus pondus, acquirant quam ipsa prima assumta quantitas plumbi exhibuerat. *De la dernière :* Nihilosecius in reductione perit non solum illa portio quasi *supernumeraria :* sed interit notabile pondus de toto, quoque prima assumta quantitate. Spec. Beccher, p. I, sect. II, Mem. III, Th. 3, 86, p. 70.

inflammables, dit-il, est le même dans la graisse dont on frotte les souliers, dans le soufre que l'on tire des montagnes, et dans les *métaux* combustibles, tant entiers que demi-*métaux* ».

L'opinion suivant laquelle les *métaux* sont composés d'une base terreuse et de phlogistique, et qu'ils perdent leur phlogistique dans la calcination, se soutint jusqu'à l'époque où Lavoisier publia ses expériences sur la calcination. (Mémoires de l'Académie des Sciences de Paris, pour l'année 1774.)

Lavoisier introduisit 8 onces d'étain dans une cornue de verre spacieuse, dont le col étoit tiré en tube capillaire; il échauffa peu à peu la cornue jusqu'à ce que l'étain commençât à fondre, alors il scella hermétiquement le tube. Le premier échauffement avoit déplacé de la cornue une partie de l'air qu'elle contenoit, ce qui étoit nécessaire pour l'empêcher de casser. La cornue (qui avoit une capacité de 250 p. c.) fut pesée exactement et remise sur le feu.

Bientôt l'étain fondit et sa surface se couvrit d'une pellicule, qui se convertit peu à peu en une poudre grise; en secouant légèrement la cornue on débarrassoit la surface du métal de cette poudre, et il s'en formoit bientôt de nouvelle; une partie de l'étain fut ainsi convertie en chaux. Au bout de trois heures l'on remarqua que le métal ne souffroit plus de changement et que la chaux ne continuoit plus à se former. On éloigna la cornue du feu et on la pesa, son poids fut trouvé le même qu'auparavant, ce qui prouve qu'il ne s'y étoit pas introduit de substance étrangère. L'on cassa la pointe du tube de la cornue, l'air y entra avec bruit, et le poids de la cornue augmenta de dix grains. Il faut donc que la quantité d'air qui a pénétré dans la cornue soit de dix grains, et que cette quantité d'air ait disparu pendant la calcination. L'on pesa le métal restant avec la chaux formée, et l'on trouva une augmentation en poids de dix grains : donc l'air qui a disparu a été absorbé par le métal; comme le métal restant n'étoit pas du tout changé, il faut que cet air se soit combiné avec la chaux. Ceci démontre que l'augmentation de poids que les *métaux* éprouvent pen-

dant la calcination, provient de ce qu'ils se combinent avec l'air. Tout l'air contenu dans la cornue n'avoit pas été consumé, et cependant la calcination s'arrêta ; ceci nous porte à croire que ce n'est pas la masse totale de l'air qui se combine avec le métal pour former la chaux ; mais qu'il n'y a qu'une partie de l'air qui entre en combinaison.

L'analyse de l'air restant, prouva que c'étoit de l'azote, et que ce qui avoit disparu étoit l'oxigène contenu dans l'air de la cornue (1).

Lorsque l'on répéta cette expérience dans le gaz oxigène pur, ce gaz fut absorbé presque en totalité. On tenta vainement de calciner des *métaux* dans des gaz qui ne contiennent pas d'oxigène.

S'il étoit resté encore quelques doutes sur ce sujet, ils eussent été dissipés, lorsque l'on retira l'oxigène des chaux métalliques, et qu'on les ramena par là à l'état de métal. En chauffant dans une cornue de la chaux de

---

(1) Déjà en 1674, Mayow attribuoit l'augmentation de poids que les *métaux* éprouvent pendant la calcination, à leur combinaison avec l'oxigène. Il dit : « Neque illud prætereundum est, quod antimonium radiis solaribus calcinatum, haud parum in pondere augetur ; uti experientia compertum est. Quippe vix concipi potest, unde augmentum illud antimonii, nisi a particulis nitro aereis, igneisque ei inter calcinandum infixis, procedat. » (Joannis Mayow Opera omnia medicophysica Hagæ comitum, 1681, cap. III, p. 25.)

« Et hinc esse putandum est, quod antimonium radiis solaribus calcinatum, haud secus figitur et diaphoreticum evadsit, ac si idem a spiritu nitri et sæpiùs affuso, abstractoque in bezoardicum minerale converteretur, quippe probabile est, particulas *nitro-aëreas* esse quibus spiritus iste refertus est. Huc et enim facit, quod antimonium non tantum a spiritu nitri, radiisque solaribus, sed etiam a flamma nitri, in qua particulæ nitro aereæ densius glomerantur, virtutem diaphoreticam acquirit. » L. c. p. 25.

« Plane ut antimonii fixatio non tam a sulphuris ejus externi absumptione, quam a particulis nitro-aereis, quibus flamma nitri abundat, ei infixis, provenire videatur. » L. c. p. 26.

De même, p. 35 de l'ouvrage cité : « Quin etiam rubigo ferri, quæ naturam vitriolicam obtinet, particularum nitro-aerearum cum sulphure ferri congredientium actione produci videtur. »

Jean Rey, médecin dans le Périgord, fit, dès 1630 (par conséquent avant Mayow), l'observation importante, que les *métaux* attirent de l'air dans lequel on les calcine, une substance aérienne qui augmente leur poids. *Voyez* Essais sur la Recherche de la cause par laquelle l'étain et le plomb augmentent de poids quand on les calcine, à Bazas, 1630. Du reste, l'ouvrage de Rey fit peu de sensation, et l'on ne s'en souvint que lorsque les découvertes de Lavoisier, sur ce sujet, furent connues.

mercure jusqu'à 1000 degrés Fahrenheit, l'on obtint une grande quantité de gaz oxigène, et du mercure coulant. Ayant observé exactement de combien le mercure avoit augmenté de poids pendant sa calcination, et déterminant le poids du gaz oxigène obtenu dans l'expérience ci-dessus, l'on trouva que le poids de ce gaz oxigène équivaut à l'augmentation de poids que le mercure éprouve pendant sa calcination. Comme dans cette réduction du mercure il n'y avoit le concours d'aucun corps qui contînt le phlogistique, elle réfute l'opinion de ceux qui pensent que les *métaux* perdent du phlogistique pendant leur calcination, et en reprennent pendant leur réduction.

Des expériences que l'on fit sur la calcination d'autres *métaux*, conduisirent aux mêmes résultats. L'on ne peut pas réduire les chaux de tous les *métaux* comme celle du mercure sans aucun intermède ; la plupart ont besoin, à cet effet, d'être chauffées avec des substances qui ont plus d'affinité pour l'oxigène que le métal. C'est à raison de sa grande affinité pour l'oxigène que la poudre de charbon est un réductif si puissant. Chauffant dans une cornue qui communique avec l'appareil pneumato-chimique, un mélange de poudre de charbon et de chaux métallique, l'on pourra observer commodément les phénomènes de l'opération. L'on obtiendra pendant la réduction du métal, une quantité de gaz acide carbonique ; le poids de ce gaz plus celui du métal réduit, égale le poids de l'oxide employé, et celui du charbon qui a servi à sa réduction ; l'on sait que l'acide carbonique est composé d'oxigène et de carbone. Pendant la réduction d'une chaux de métal par le charbon, l'oxigène de la chaux métallique se combine avec le carbone du charbon et forme de l'acide carbonique, et le métal est réduit.

Ce qu'on vient de dire, suffit pour convaincre que les expressions *calcination* et *chaux métallique*, sont extrêmement impropres. Les expressions *oxidation* pour exprimer l'opération dans laquelle le métal se combine avec l'oxigène ; *d'oxide* pour dénoter la combinaison d'un métal avec l'oxigène ; et celle de *désoxidation* pour désigner l'opération par laquelle un *oxide* est privé de son

oxigène et ramené à l'état métallique, expriment bien mieux la chose ; aussi les chimistes modernes les ont-ils adoptées.

Tous les *métaux* n'ont pas à beaucoup près la même affinité pour l'oxigène, par conséquent il est nécessaire de varier les procédés lorsqu'on veut les oxider. Il y a des *métaux* dont l'affinité pour l'oxigène est telle, qu'elle l'emporte sur la cohésion du métal et sur la force expansive qui maintient l'oxigène à l'état de gaz.

Ces *métaux*-là, exposés à l'air, s'oxident spontanément ; tels sont, par exemple, le fer, le manganèse, le cuivre.

Il y a beaucoup de *métaux* dont on favorise l'oxidation par l'oxigène de l'air atmosphérique, en élevant leur température : tels sont l'étain, le plomb, le mercure, etc. L'on accélère souvent l'oxidation des *métaux* qui peuvent être fondus sans se volatiliser sensiblement, en les présentant à l'air à l'état de fusion. Cependant la chaleur ne favorise pas indéfiniment l'oxidation, car à une température très-élevée, les oxides métalliques perdent leur oxigène ou bien ils se vitrifient.

L'action réunie de l'air et de l'eau favorise singulièrement l'oxidation des *métaux*. Ils s'oxident plus vite à l'air humide qu'à l'air sec ; on hâte leur oxidation en les humectant d'eau. On les garantit de l'oxidation en les défendant contre l'accès de l'air humide et de l'eau.

L'eau seule, surtout à une température élevée, suffit pour oxider un métal, parce qu'elle se décompose et lui cède son oxigène. Voilà ce qui arrive lorsqu'on fait tomber de l'eau sur du fer rouge ou que l'on fait passer dessus des vapeurs aqueuses. Le fer décompose même l'eau à une température fort basse. De la limaille de fer mouillée exposée à l'air, s'oxide en peu de temps. Le zinc s'oxide également en décomposant l'eau.

La plupart des acides favorisent singulièrement la décomposition de l'eau par les *métaux*. Pour qu'ils produisent cet effet, on met l'acide délayé d'eau, en contact avec le métal. Quelques acides (tels que l'acide muriatique et les acides végétaux), ont pour l'oxigène une plus grande affinité que les *métaux* ; ces acides ne peuvent jamais être eux-mêmes décomposés par les substances métalliques ;

mais leur action sur le métal diminue la cohésion des molécules de ce dernier et le dispose par là à décomposer l'eau et à s'emparer de son oxigène ; le métal une fois oxidé se dissout dans l'acide. Des *métaux* tels que le cuivre et l'étain, etc., qui ne sont pas capables de décomposer, même à la plus haute température, l'eau qu'on leur présente seule, la décomposent très-bien lorsqu'elle agit sur eux conjointement avec un acide. La chaleur qui se dégage dans ces opérations favorise encore la décomposition. Tandis que le métal s'empare de l'oxigène, la seconde partie constituante de l'eau, l'hydrogène, se dégage sous forme de gaz.

Quelquefois l'oxidation des *métaux* s'opère par la décomposition d'une partie même de l'acide que l'on fait agir sur eux. Cela n'arrive cependant qu'avec des acides dont l'oxigène n'est pas retenu par leur base avec une force d'affinité bien grande. Dans ces cas l'une des parties constituantes de l'acide, ou bien l'acide lui-même privé d'une partie de son oxigène, est rendu expansible par le calorique qui se dégage dans cette opération et s'échappe à l'état de gaz. C'est ainsi que l'on obtient du gaz acide sulfureux en chauffant de l'acide sulfurique concentré sur du mercure, de l'argent, du cuivre, de l'antimoine, etc., et du gaz nitreux en faisant agir l'acide nitrique sur le mercure, le fer, l'argent, etc.

Quelquefois l'acide et l'eau sont décomposés tous les deux par le métal. Ceci a lieu, comme l'a observé M. Guyton-Morveau, lorsque l'étain est oxidé par l'acide nitrique. L'étain est si avide d'oxigène et en demande une si grande quantité pour sa saturation, qu'après en avoir dépouillé l'acide, il décompose encore l'eau, et met à nu son hydrogène ; cet hydrogène, à peine mis en liberté, se combine de suite avec l'azote qui a été dégagé de l'acide nitrique, et forme avec lui de l'ammoniaque. Voilà pourquoi, dans cette opération, il ne se dégage pas de fluide expansible.

Quelquefois un acide seul ne peut ni dissoudre ni oxider un métal ; mais si l'on mêle dans une certaine proportion deux acides dont ni l'un ni l'autre n'est par lui-même capable d'oxider le métal, l'oxidation et la dissolution

s'opèrent très-bien. Ni l'acide nitrique ni l'acide muriatique pris séparément, n'agissent sur l'or et sur le platine; cependant par le mélange de ces deux acides on oxide et dissout ces *métaux*. L'acide muriatique diminue ici la cohésion des molécules de l'or ou du platine, et facilite l'action de l'acide nitrique; les molécules métalliques s'emparent de l'oxigène de ce dernier, et une fois oxidé, le métal se dissout. Plusieurs des sels que les acides forment avec les bases salifiables, oxident les *métaux* à la chaleur. Ainsi les nitrates et les muriates suroxigénés oxident le zinc, l'étain, le fer, etc., lorsque l'on projette un mélange de la limaille de l'un de ces *métaux*, et de l'un de ces sels dans un creuset chauffé au rouge.

M. Berthollet observe que les oxides métalliques sont plus fixes que leurs *métaux* respectifs, et il attribue cette propriété à la condensation de l'oxigène. Ce chimiste cite comme exemples les oxides de mercure, de zinc, d'antimoine et d'arsenic. (Statique chimique, II p., p. 367.)

M. Proust est, à ce sujet, de l'opinion de M. Berthollet, et croit que l'on peut ajouter aux exemples que cite ce dernier, le tellure, très-volatil à l'état de métal et très-fixe à l'état d'oxide, ainsi que l'oxide de cuivre, puisque les terrasses qui s'élèvent au-dessus de la cheminée du fourneau à raffiner le cuivre, sont toujours couvertes d'une poudre très-fine de ce métal, tandis que l'oxide ne s'échappe jamais de l'intérieur du fourneau.

Il remarque encore, au sujet des oxidules d'arsenic et d'antimoine, qu'ils sont plus volatils que les *métaux*. (Neues allgemeines Journal der Chemie, B. VI, p. 395-396.)

M. Berthollet combat ce qu'avance M. Proust sur la grande volatilité des oxidules d'arsenic et d'antimoine; mais les expériences de Rose et de Gehlen, sont pour M. Proust, relativement à l'antimoine.

Les *métaux* sont susceptibles de se combiner avec l'oxigène en différentes proportions. Les chimistes pensent assez généralement que les *métaux* sont susceptibles d'un grand nombre de degrés d'oxidation, depuis le degré le plus bas, jusqu'à saturation complète. Cette saturation complète les fait quelquefois passer à l'état d'acide, comme le prouve l'exemple de l'arsenic et du chrôme.

M. Proust soutient au contraire, que les *métaux* ne se combinent avec l'oxigène que dans deux proportions. « Ce sont ces proportions invariables (dit-il), ces attributs constants qui caractérisent tant les productions de l'art, et celles de la nature ; en un mot, c'est ce *pondus naturæ* que Hales avoit si bien observé ; tout cela ne dépend pas plus de la volonté du chimiste, que la loi des affinités électives qui détermine telle combinaison. »

L'expérience paroît parler en faveur de M. Proust. L'argent, le mercure, le cuivre, l'arsenic, le chrôme, l'antimoine, le fer, le cobalt, le nickel, le cerium et l'urane, n'ont été reconnus jusqu'ici qu'en deux états différents d'oxidation. Il n'y a pas d'acide qui forme avec les substances métalliques plus de deux espèces de sels distincts, dont la différence dépend du degré d'oxidation de l'oxide combiné.

La nature même, dont les opérations ne sont pas gênées par les obstacles qui peuvent entraver le chimiste dans ses travaux, suit dans les oxides quelle produit, les mêmes proportions de mélange que ceux que nous observons dans les oxides préparés, dans les laboratoires chimiques. Les autres substances combustibles non métalliques, autant que nous les connoissons jusqu'ici, offrent également deux degrés d'oxidation, si l'on en excepte l'azote auquel nous reconnoissons trois de ces degrés.

D'un autre côté, l'on ne connoît qu'un oxide de zinc, de bismuth et d'or, tandis que le plomb et l'étain paroissent chacun susceptibles de trois différents degrés d'oxidation ; car ils fournissent chacun un oxide brun et un oxide jaune ; de plus, on obtient un oxide de plomb verdâtre, en précipitant par la potasse le nitrate jaune, lamelleux, de plomb. Ce nitrate jaune de plomb se forme lorsque l'on traite avec des lames de plomb, le nitrate de plomb octaèdre cristallisé. L'étain paroît être dans un troisième état d'oxidation dans l'or musif. Le molybdène paroît encore être susceptible de plus de deux degrés d'oxidation.

M. Proust ne nie pas du reste la *possibilité* de plus de deux degrés d'oxidation. Il dit lui-même : « Qui oseroit

affirmer que les progrés ultérieurs de la chimie ne nous en feront pas connoître par la suite un plus grand nombre? que la nature même ne nous cache pas quelques produits de cette espéce que nous découvrirons un jour? » Il encourage même les chimistes à examiner d'autres *métaux* par la méthode que nous avons indiquée pour le plomb, afin de s'assurer si l'on ne découvriroit pas peut-être de nouvelles espéces d'oxides; et tout ce qu'il affirme se réduit à ceci : *jusqu'à ce moment*, l'expérience ne nous a montré les *métaux* que dans deux états d'oxidation distincts. Les différences de couleurs ne sont pas, selon lui, un caractère dont on puisse induire que le degré d'oxidation est véritablement différent. Il veut que l'on prouve qu'un oxide a des propriétés caractérisées, que l'on indique la quantité d'oxigène qu'il contient, etc., pour qu'il le regarde comme une espéce propre.

S'il étoit vrai, comme M. Proust le soupçonne avec beaucoup de vraisemblance, que les oxides du même métal, mais à différents degrés d'oxidation, se dissolvent réciproquement, et forment ainsi de véritables combinaisons, et non pas de simples mélanges, l'on pourroit aisément être induit à prendre une pareille combinaison de deux oxides pour un oxide propre. (Voyez *Proust* dans le Journal de Physique, t. 59, p. 263.)

M. Berthollet au contraire, partant du principe que deux substances qui agissent réciproquement l'une sur l'autre par affinité, peuvent se combiner dans toutes les proportions; que cependant l'effet de l'affinité, et par conséquent la force avec laquelle *A* retient *B*, diminue dans la proportion dans laquelle *B* augmente; M. Berthollet partant, dis-je, de ce principe, soutient que les proportions de l'oxigène peuvent varier progressivement depuis le point où la combinaison de ce principe avec le métal devient possible, jusqu'à celui où elle a atteint son *maximum*; et que si ce cas n'a pas lieu, cela tient uniquement à ce que certaines conditions s'opposent aux progrés successifs de l'effet de l'affinité.

L'oxidation plus ou moins grande des *métaux*, dépend, selon M. Berthollet, de l'affinité du métal pour l'oxigène, du degré de cohésion des molécules du métal entre

elles, de la fusibilité du métal, de sa volatilité, de la condensation que l'oxigène éprouve dans l'oxide formé, et de la quantité de calorique avec lequel il reste combiné.

L'affinité des différents *métaux* pour l'oxigène varie beaucoup. L'or, l'argent et le platine ne peuvent se combiner avec l'oxigène que par l'intermède d'un acide qui, par son action ci-dessus mentionnée, sur le métal, favorise l'action de l'oxigène qu'il contient dans un état de concentration. La difficulté qu'ont à se combiner avec l'oxigène, les *métaux* que nous venons de nommer, paroît tenir à la grande cohérence de leurs molécules entr'elles; cette cohérence n'est diminuée que par une chaleur très-intense, et cette chaleur augmente en même temps l'élasticité de l'oxigène, et rend par-là sa fixation plus difficile. Lorsque l'on fait un amalgame liquide avec du mercure et l'un de ces *métaux*, ils s'oxident même à la température de l'atmosphère.

Comme la cohérence entre les molécules des *métaux* est un empêchement à leur oxidation, ils seront d'autant plus difficilement oxidables, qu'ils sont plus durs, et supposant leur affinité pour l'oxigène d'ailleurs égale, la température nécessaire pour favoriser leur oxidation, dépendra de leur fusibilité. Ainsi, le zinc et l'étain qui, exposés à l'air, dans leur état solide, ne s'oxident presque pas, s'oxident assez vite dès qu'on les fait fondre et que l'on diminue ainsi la cohésion.

La volatilité des *métaux* modifie encore leur oxidabilité. Un métal qui, comme le zinc, se volatilise au même degré de chaleur où il fond, se trouve, par sa fusion, placé dans les circonstances les plus favorables pour fixer l'oxigène; il se combinera donc de suite avec la quantité d'oxigène qui, par l'action réciproque des deux substances, emporte la plus grande condensation de la dernière. Mais cela même met un terme à la combinaison du zinc avec l'oxigène; car la condensation même qu'éprouve ce dernier, empêche qu'il ne se fixe en plus grande quantité.

M. Berthollet tâche d'expliquer les phénomènes qu'offre l'oxidation du mercure. L'action réciproque que ces mo-

lécules exercent les unes sur les autres, empêche sa combinaison avec l'oxigène. Si l'on diminue cette action par des moyens mécaniques, il s'ensuit une foible oxidation du métal. Si l'on veut opérer une combinaison plus intime du mercure avec l'oxigène, il faut réduire ce métal en vapeurs par l'action de la chaleur. Le mercure dissous dans l'air atmosphérique, les deux fluides élastiques se trouvent dans les circonstances les plus favorables à leur combinaison, et ils se combinent dans la proportion qui emporte la plus grande condensation de l'oxigène.

De ce que nous venons de dire, il s'ensuit que les *métaux* atteindront un certain degré d'oxidation qu'ils ne pourront pas dépasser dans les circonstances ordinaires, c'est-à-dire, lorsque l'affinité de l'oxigène n'est point secondée particulièrement; qu'ils parviendront entre autres à cette limite dans le cas où la volatilisation leur permet d'exercer sur l'oxigène une action qui n'est gênée ni par la cohésion ni par la pesanteur spécifique du métal.

M. Berthollet tâche encore de prouver que les proportions de l'oxigène peuvent varier progressivement depuis son *minimum* jusqu'à son *maximum*; que, quoique les *métaux* qui s'oxident pendant leur volatilisation, puissent fixer de suite, par les raisons détaillées ci-dessus, la quantité d'oxigène qui peut être regardée comme permanente, ce cas n'a nullement lieu pour les *métaux* qui se fondent tranquillement, comme le plomb et l'étain; que l'oxidation de ces derniers passe progressivement du *minimum* jusqu'à un degré qui cependant n'est point encore le *maximum* qu'ils peuvent atteindre sous d'autres circonstances, sous lesquelles on les voit prendre successivement les couleurs et les autres propriétés qui désignent chaque degré d'oxidation.

Ainsi donc la quantité d'oxigène avec laquelle les *métaux* peuvent se combiner, sera déterminée comme dans les combinaisons des autres substances entr'elles, non seulement par leur affinité pour l'oxigène, mais par toutes les autres circonstances qui peuvent arrêter ou favoriser la combinaison.

Ceci posé, l'on doit avoir égard surtout à la température. La plus grande influence de la chaleur sur l'oxida-

tion, comme nous l'avons déjà dit ci-dessus, dépend de ce qu'elle diminue la cohésion du métal. Ainsi donc si l'on diminue la cohésion par d'autres moyens, l'on verra l'oxidation réussir parfaitement, sans que l'on ait besoin d'élever la température; et comme la chaleur augmente en même temps l'expansibilité de l'oxigène, il y aura une limite de température la plus favorable à l'oxidation. Si la température reste en-deçà de cette limite, elle ne diminuera pas assez la cohésion; si elle la dépasse, elle augmentera trop l'expansibilité de l'oxigène, dont une partie s'échappera à l'état de gaz (comme cela arrive à l'oxide de manganèse et à l'oxide de fer), et le métal sera en partie désoxidé.

M. Berthollet trouve des preuves pour son opinion dans l'étain qui, selon lui, est susceptible de cinq ou de sept différents degrés d'oxidation; dans le plomb qui fournit quatre oxides différents; dans le fer, qui en fournit de même plusieurs, etc. Cependant il ne soutient en aucune manière que tous les degrés d'oxidation intermédiaires entre le *maximum* et le *minimum*, sont *également possibles*; les circonstances que nous avons indiquées plus haut, apportent bien des modifications à l'oxidation. *Voyez* Essai de Statique Chimique, II p., p. 361 et suiv.

Ce différend ne peut être jugé que lorsque l'on aura fait à ce sujet des expériences très-exactes. M. Bucholz a fait des recherches sur l'oxidation du fer, d'où il résulte que l'on a reconnu jusqu'ici ce métal dans deux états distincts d'oxidation.

Si les chimistes entreprenoient des travaux semblables sur les autres *métaux*, la question seroit bientôt décidée. (Voyez *Bucholz*, Journal der Chemie und Physik, t. 3, p. 696 et suiv.; *Thénard*, Annales de Chimie.)

M. Brugnatelli a tenté de combiner les *métaux* avec l'hydrogène; M. Ritter a suivi cet objet (même journal, même t., p. 365); ainsi que M. Schweiger (même journal, t. 6, p. 278). Ces expériences ont cependant besoin d'être répétées, et il est à désirer que l'on examine plus soigneusement l'hydrure qu'ont obtenu ces chimistes.

Le carbone se combine aussi avec quelques *métaux*. L'acier, la fonte et le graphite sont des carbures de fer.

Le manganèse (comme nous l'avons observé ailleurs) se combine aussi avec le carbone. Il seroit à désirer que l'on suivît davantage cet objet, et que l'on examinât s'il n'y a pas d'autres *métaux* capables de former des carbures. Il est à présumer que l'infusibilité du charbon apportera de grands obstacles au succès de ces recherches.

Le phosphore se combine avec les *métaux*, et forme avec eux des phosphures. La volatilité et la combustibilité du phosphore sont souvent de grands obstacles à la formation des phosphures; cette combinaison directe devient même impossible pour les *métaux* très-réfractaires. Pour vaincre la difficulté, on fait un mélange d'acide phosphorique vitreux de charbon et de métal très-divisé. Lorsque l'on chauffe ce mélange, le phosphore se réduit par le carbone, et peut se combiner avec le métal. Nous parlerons des propriétés particulières de chacun des phosphures métalliques à l'article de chaque métal.

Les phosphures métalliques sont plus fusibles et (à une température élevée) plus combustibles que le métal qui concourt à les former. Marggraf est le premier chimiste qui se soit occupé de la combinaison des *métaux* avec le phosphore (Marggraf's Phys. Chem. Schriften, t. 1, p. 42 et suiv.) Pelletier a étendu ses recherches à un plus grand nombre de *métaux*. (Journal de Phys., t. 34, p. 173 et suiv.; t. 41, p. 284 et suiv. Annales de Chimie, t. 13, p. 101 et suiv.)

Nous manquons encore d'expériences satisfaisantes sur la combinaison des oxides métalliques avec le phosphore. L'on ne peut guère s'attendre qu'une semblable combinaison ait lieu, parce que le phosphore a une si grande affinité pour l'oxigène, qu'il doit l'enlever aux oxides des *métaux*. MM. Klaproth et Sage ont montré que le phosphore précipite plusieurs *métaux* à l'état métallique de leurs solutions, tant acides qu'alcalines, parce qu'il leur soustrait l'oxigène.

Presque tous les *métaux*, si l'on en excepte l'or et le platine, se combinent avec le soufre lorsqu'on les fond avec lui. Ces combinaisons s'appellent *sulfures* métalliques. La nature nous offre la plupart des *métaux* à l'état de sulfures. M. Proust croit avoir prouvé, par ses expé-

riences, que les *métaux* ne forment de sulfures que dans leur état métallique, et que les oxides des *métaux* ne se combinent point avec le soufre : il y a cependant des chimistes qui révoquent ce dernier fait en doute.

Ordinairement les *métaux* réfractaires, comme, par exemple, le fer, le cuivre, etc., sont rendus plus fusibles par l'addition du soufre, tandis que le soufre rend plus réfractaires les *métaux* très-fusibles, comme l'étain et le plomb. La présence du soufre diminue aussi la ductilité et la ténacité des *métaux*.

Comme tous les *métaux* n'ont pas un même degré d'affinité pour le soufre, on peut décomposer un sulfure métallique en le traitant avec un autre métal qui a pour le soufre plus d'affinité que lui. Comme les sulfures métalliques sont spécifiquement plus légers que les *métaux* purs, dans le cas de décomposition que je viens de citer, le nouveau sulfure formé surnagera, sous forme de scorie, le métal séparé.

Lorsque l'on expose les sulfures métalliques à une chaleur suffisante, le soufre se volatilise en partie, et ce qui en reste se convertit en acide sulfureux et en acide sulfurique. Cette opération de chasser par le feu le soufre des sulfures métalliques, s'appelle le *grillage*. Le résidu du grillage n'est point un métal pur, mais un métal plus ou moins oxidé, combiné avec de l'acide sulfurique qui s'est formé.

Il y a quelques sulfures, comme les pyrites, par ex., qui tombent en efflorescence à l'air. Le soufre se convertit en acide, et l'acide formé se combine avec la base métallique.

Les sulfures des *métaux* qui décomposent facilement l'eau agissent de la même manière sur ce liquide, et il se forme du gaz hydrogène sulfuré. Les sulfures métalliques, comme le sulfure d'argent, le sulfure de mercure, le sulfure de cuivre, qui, par eux-mêmes, ne décomposent point l'eau, fournissent du gaz hydrogène sulfuré lorsqu'on les traite avec des acides étendus d'eau.

Les sulfures de différents *métaux* se combinent entre eux, et forment ainsi des *sulfures composés* : tels sont les pyrites de cuivre, etc.

Selon M. Proust, les *métaux* et le soufre se combinent

toujours dans des proportions déterminées; mais le même métal peut former plus d'un sulfure avec des quantités différentes de soufre : au moins le fer fournit-il un exemple de cette exception. Mais, dans ces cas, la proportion du soufre dans chaque variété de sulfure de même espèce est constante. Le sulfure peut dissoudre une quantité de soufre ou de métal surabondant, ou même d'autres substances, comme, par exemple, des oxides métalliques; mais cela ne dérange point les proportions des parties constituantes du sulfure proprement dit. On trouve les intéressantes recherches de M. Proust sur les sulfures dans Scherer's Journal der Chemie, t. 9, p. 378 et suiv.; t. 10, p. 54 et suiv.; Neues allgemeines Journal der Chemie, t. 4, p. 383 et suiv., p. 508 et suiv.; t. 5, p. 544 et suiv.; Journal für Chemie und Physik, t. 1, p. 269 et suiv.; t. 3, p. 69 et suiv., p. 434 et suiv.; t. 4, p. 337 et suiv.

M. Berthollet, fidèle à son principe que nous avons exposé plus haut, soutient que le soufre peut se combiner avec les *métaux* dans des proportions très-différentes, et que les propriétés de ces sulfures varient suivant la différente proportion du soufre et du métal. C'est par des expériences que M. Berthollet entreprend de réfuter M. Proust; il cite plusieurs analyses de MM. Chenevix, Klaproth et Vauquelin, par lesquelles ces chimistes ont trouvé le même métal combiné avec le soufre dans des proportions très-différentes.

M. Berthollet croit aussi, contre l'opinion de M. Proust, que le soufre se combine avec les oxides métalliques. Selon lui, le caractère de ces dernières combinaisons est, qu'exposées à une température beaucoup plus élevée que celle à laquelle elles ont pu se former, elles abandonnent de l'acide sulfureux. Il cite comme exemples l'antimoine hydro-sulfuré, qui, selon Klaproth, est composé d'antimoine, d'oxigène, de soufre et de cuivre pyriteux hépatique, qui, selon le même chimiste, est une combinaison d'oxigène, de soufre, de cuivre et de fer; l'argent rouge, qui, selon Vauquelin, est formé d'oxide d'argent et de soufre. (Essai de Statique chimique,

II partie, p. 433 et suiv.; Journal für Chemie und Physik, t. 1, p. 163 et suiv.)

Fondant deux ou plusieurs *métaux* ensemble, ils se combinent et forment *un alliage*. Le mercure, liquide à la température ordinaire de l'atmosphère, forme, avec d'autres *métaux*, des *amalgames* (*voyez* cet article) qui sont la combinaison d'un métal naturellement liquide avec des *métaux* solides.

Les alliages n'offrent pas les mêmes phénomènes que les autres combinaisons chimiques. Lorsque d'autres substances se combinent, leurs propriétés se neutralisent réciproquement; les alliages, au contraire, offrent en quelque sorte une répartition des propriétés des *métaux* simples suivant les proportions dans lesquelles ces *métaux* se trouvent mêlés. Ils sont donc en quelque sorte des *métaux* moyens, doués des propriétés qui résultent de l'action réciproque de leurs molécules; cependant ils conservent tous les caractères distinctifs des *métaux*.

L'action que les *métaux* exercent les uns sur les autres, varie suivant le degré de leur affinité, de leur fusibilité et de leur pesanteur spécifique. A affinité égale, les *métaux* se combineront d'autant moins facilement, qu'ils diffèrent davantage par leur fusibilité et leur pesanteur spécifique. Si l'affinité n'est pas forte, la différence de fusibilité est suffisante pour les empêcher de se combiner. Le fer, par exemple, a une assez grande affinité pour le cuivre, puisqu'on peut le souder avec ce métal; cependant il ne se combine avec lui qu'en petite quantité lorsqu'on les fond ensemble.

Voici ce que l'expérience nous apprend sur les alliages métalliques :

Ordinairement l'alliage est plus dur que les *métaux* qui le composent. Cette dureté varie suivant la proportion des *métaux* simples. L'alliage devient plus dur lorsqu'on augmente la proportion du métal le plus dur, et *vice versâ*.

L'alliage est ordinairement plus fusible que les *métaux* simples qui le composent. L'alliage de deux *métaux* devient beaucoup plus fusible par l'addition d'un troisième. L'alliage de 2 parties de bismuth, 1 étain, 1 plomb,

découvert par Rose père, ou celui de 8 parties bismuth, 5 étain et 3 plomb, trouvé par d'Arcet, nous en fournissent des exemples bien frappants, puisque l'un et l'autre se liquéfient dans l'eau bouillante.

Les amalgames offrent le même phénomène. L'amalgame de bismuth et de mercure peut passer à travers une peau de chamois. L'amalgame de plomb est moins liquide; mais, réunissant le second avec le premier, l'on obtient un mélange qui passe à travers la peau de chamois.

Du reste, lorsque les *métaux* simples qui forment un alliage n'ont pas beaucoup d'affinité l'un pour l'autre, leur différence de fusibilité reste telle que, chauffant l'alliage par degrés, le métal le plus fusible se fond le premier, et quitte l'autre en majeure partie avant qu'il ait eu le temps de fondre. Si l'alliage est ternaire, le plus fusible des trois *métaux* peut emporter celui des deux autres pour lequel il a le plus d'affinité, ou dont la fusibilité se rapproche le plus de la sienne. C'est sur cette opération que se fonde le *ressuage*.

Les alliages sont plus facilement oxidables que les *métaux* simples qui jouissent de toute la cohésion de leurs molécules. Des *métaux* amalgamés avec du mercure s'oxident plus aisément, comme nous l'avons déjà remarqué plus haut, que lorsque la cohésion de leurs molécules n'est point diminuée. M. Proust observe (Annales de Chimie, t. 38, p. 153 et suiv.) que le platine allié à d'autres *métaux*, s'oxide moins difficilement qu'on ne croit communément.

Lorsque l'affinité d'un métal pour l'autre n'est pas assez grande, pour que, dans quelque proportion qu'on les mêle, elle puisse vaincre les difficultés qu'oppose à la combinaison la différence de fusibilité ou de pesanteur spécifique, le métal le plus léger forme un alliage dans lequel il domine, et qui occupe la partie supérieure du creuset, tandis que la partie inférieure est occupée par un alliage, où domine le métal le plus pesant.

Lors même que la différence de pesanteur spécifique n'est pas suffisante pour occasionner après le refroidissement une séparation aussi marquée, elle peut toujours encore influer; et si on laisse pendant quelque temps

l'alliage en fusion tranquille, la partie inférieure de la masse sera plus riche en métal pesant. Il faut donc soigneusement remuer les alliages en fusion.

Ordinairement, la pesanteur spécifique des alliages est plus grande que la pesanteur spécifique qui résulte de la proportion des *métaux* qui les forment. Borda trouva la pesanteur spécifique du laiton, de $\frac{1}{10}$ plus grande qu'elle ne devroit résulter de la proportion du cuivre et du zinc employés. Il existe cependant des cas où la pesanteur spécifique de l'alliage est moindre qu'elle ne devroit l'être. Le cuivre et l'argent, l'or et l'étain, l'or et le fer, le bismuth et le fer, donnent des alliages plus légers qu'ils ne devroient être.

Lorsque l'on traite un oxide métallique avec un métal qui a plus d'affinité pour l'oxigène que celui contenu dans l'oxide, l'oxigène quitte le métal avec lequel il étoit d'abord combiné pour s'unir à celui pour lequel son affinité est prépondérante. Quelquefois ce passage de l'oxigène d'un métal à un autre, est accompagné de dégagement de chaleur et de lumière. Si au contraire on traite un oxide avec un métal qui ait pour l'oxigène moins d'affinité que celui de l'oxide, ce dernier ne souffre pas de changement. Si l'on chauffe un métal avec l'un de ses propres oxides au *maximum*, il arrive quelquefois que l'oxigène se répartit, c'est-à-dire que l'oxide perd une partie de son oxigène qui se porte sur le métal non encore oxidé; c'est ainsi qu'en chauffant de l'oxide rouge de fer, avec de la limaille de fer, le tout se convertit en oxide noir.

Les alcalis fixes de même que l'ammoniaque, n'agissent que sur un petit nombre de *métaux* non oxidés; ils agissent beaucoup plus efficacement sur les oxides métalliques. Dans quelques-unes de ces combinaisons, l'oxide paroît faire les fonctions d'un acide, et la combinaison se rapproche de la nature des sels. En général, l'ammoniaque dissout les oxides métalliques plus facilement et en plus grande quantité que les alcalis fixes; elle dissout par exemple très-bien l'oxide de cuivre, et cristallise avec lui (*voyez* article Cuivre), tandis que, selon les expériences de M. Vauquelin, la potasse ne se combine qu'avec une

petite quantité de cet oxide; l'ammoniaque dissout de même très-facilement les oxides d'argent, de zinc, de cobalt, de nickel et de tungstène. Cette propriété des alcalis de dissoudre certains oxides métalliques, et de ne point agir sur d'autres, est d'un grand secours dans les analyses.

Quelques oxides métalliques, surtout l'oxide d'or (*voyez* Or fulminant), ont une grande affinité avec l'ammoniaque. Lorsque l'on ajoute de l'ammoniaque à une solution d'or, l'oxide de ce métal se précipite, combiné avec une certaine quantité d'ammoniaque; cette combinaison est si intime, qu'elle se maintient contre l'action des acides sulfurique et nitrique délayés dans une certaine quantité d'eau. L'acide muriatique dissout à la vérité l'ammoniate d'or; mais lorsqu'on ajoute de la potasse à cette solution, le précipité qui se forme, est encore de l'oxide d'or combiné avec l'ammoniaque. L'oxide d'or enlève l'ammoniaque aux sels neutres ammoniacaux et se convertit ainsi en or fulminant (*voyez* l'article Or fulminant).

Quelques oxides métalliques sont désoxidés en entier ou en partie par l'ammoniaque; dans ce cas, l'ammoniaque elle-même est décomposée en hydrogène, forme de l'eau avec l'oxigène de l'oxide et son azote mis à nu, se volatilise sous la forme de gaz. Comme les oxides métalliques se combinent d'autant plus facilement avec les alcalis, qu'ils sont plus fortement oxidés, la propriété désoxidante de l'ammoniaque, nuit souvent à cette combinaison. Nous rapporterons à l'article particulier de chaque métal les expériences de Klaproth, sur la dissolution des substances métalliques par les alcalis, et sur leur réduction de ces dissolutions.

Les terres ne se combinent point avec les *métaux*; elles s'unissent cependant avec plusieurs oxides métalliques. La chaux favorise sous certaines circonstances l'oxidation de quelques *métaux*; l'eau de chaux dissout quelques oxides métalliques, mais seulement en petite quantité.

Les sulfures alcalins dissolvent les *métaux*, et même

l'or. Ces sulfures dissolvent aussi les oxides métalliques ; mais à une température élevée ils les réduisent.

Les acides sont les dissolvants propres des *métaux*. Voici les circonstances auxquelles il faut avoir égard en considérant ces dissolutions :

Les *métaux* ne peuvent se dissoudre dans les acides que lorsqu'ils sont oxidés.

Il existe pour la dissolution un *maximum* et un *minimum* d'oxidation, qui varient non seulement pour les différents *métaux* à dissoudre par le même acide, mais encore pour le même métal à dissoudre par différents acides. Lorsque l'oxidation des *métaux* est en-deçà de ce *minimum*, la dissolution n'a point lieu ou se fait imparfaitement ; lorsqu'elle est au-delà de ce *maximum*, les oxides se séparent plus ou moins facilement de leur dissolvant.

Pour se dissoudre, le métal, comme nous l'avons déjà remarqué plus haut, décompose l'acide, ou l'eau qu'il contient, ou bien il prend dans l'atmosphère l'oxigène nécessaire à son oxidation. Dans toute dissolution où l'acide est décomposé, il y a donc deux portions d'acide à considérer : la première qui, par sa décomposition, fournit au métal la quantité d'oxigène nécessaire à son oxidation ; et la seconde qui dissout l'oxide formé.

Si l'on ne présente au métal que la quantité d'acide nécessaire à son oxidation, il sera oxidé, mais non pas dissous. Mettant en contact de l'étain, de l'antimoine, du bismuth, avec une très-petite quantité d'acide nitrique, ces *métaux* se convertiront rapidement en un oxide blanc pulvérulent.

Ce que nous avons dit des deux portions d'acide à considérer, dont l'une est employée à l'oxidation et l'autre à la dissolution du métal, peut nous faire comprendre comment un métal, quelque affinité qu'il ait pour l'oxigène, ne décompose cependant pas une grande quantité d'un acide donné. Dès que le métal a soustrait à l'acide une quantité d'oxigène, et s'est oxidé par là au point d'être soluble dans l'acide, il y a dissolution ; et la décomposition de l'acide cesse, parce que l'affinité qui détermine la dissolution de l'oxide formé, est plus grande que celle qui détermine la décomposition de l'acide.

Différentes circonstances, entre autres une température très-élevée, peuvent modifier ces affinités; ces circonstances augmentent l'affinité du métal pour l'oxigène, et favorisent ainsi la formation de l'oxide au *maximum*, ou bien elles empêchent la combinaison de l'oxide avec l'acide. Le premier cas a lieu lorsque l'on traite les *métaux* avec un acide qui a besoin de l'intermède de la chaleur pour les dissoudre; le second cas, lorsque l'on chauffe le mélange d'un métal avec un acide qui n'a pas besoin d'une température élevée pour le dissoudre.

Plusieurs dissolutions métalliques, exposées à l'air, en attirent de l'oxigène. Au bout d'un certain temps, les *métaux* dissous s'oxident ainsi au point de ne plus pouvoir rester dissous dans l'acide, et s'en séparent.

Le métal oxidé, en se dissolvant dans l'acide, le prive, comme les alcalis, d'une partie de ses propriétés. C'est une loi pour les alcalis et les terres que, mêlant deux dissolutions neutres qui se décomposent réciproquement, il se forme de nouveaux produits également neutres. M. Berthollet prétend que cette loi s'étend à toutes les bases salifiables, et (à très-peu d'exceptions près) il l'applique aux *métaux*. (Essai de Statique Chimique, II partie, p. 395.) Mais c'est, à ce que nous croyons, lui donner une trop grande étendue. M. Berthollet convient que, mêlant du nitrate d'argent avec du muriate suroxigéné de mercure, la neutralité est détruite. Mais ce qui arrive à ces deux sels métalliques, arrive de fait à presque tous les autres. En général, la neutralité n'existera jamais pour les dissolutions métalliques, comme pour celles à base alcaline ou terreuse. La plupart des *métaux*, pour ne pas dire tous les *métaux*, demandent un excédant d'acide pour être dissous. Si l'acide n'est pas en excès, l'oxide se sépare, et forme un sel insoluble dans lequel il n'y a qu'une petite quantité d'acide de combiné, quantité qui varie selon la différence de température, selon l'action de l'eau sur l'acide, etc.

Lorsque l'on présente à une dissolution métallique une substance qui a plus d'affinité avec l'acide que l'oxide dissous, il se forme un précipité, qui différera selon que le

corps porté dans la dissolution enlève de l'oxigène à l'oxide dissous, ou ne lui en enlève pas.

Il y a ordinairement de l'oxigène enlevé lorsque le corps précipitant est un métal, et il y a encore quelques autres substances qui agissent de même. Pour qu'un métal en précipite un autre, il faut que le métal ajouté ait plus d'affinité pour l'oxigène que le métal dissous, et que l'oxide du métal ajouté ait aussi plus d'affinité pour l'acide que l'oxide du métal dissous. Lorsque le métal dissous se trouve privé de tout son oxigène, il se précipite à l'état métallique; dans le cas contraire, il ne sera désoxidé qu'en partie.

Cependant, pour qu'un pareil précipité se forme, il faut que le nouveau sel à former soit soluble dans l'eau, que le nouvel oxide formé pour la désoxidation du précipité soit soluble dans la même quantité d'acide qui tenoit le premier en dissolution; il faut que le métal précipité n'ait pas une plus grande faculté de décomposer l'acide que de soustraire l'oxigène au métal dissous; enfin, il ne faut pas que le métal précipitant se combine avec le métal précipité.

Lavoisier tâcha de déterminer, par les phénomènes que présentent les *métaux* en se précipitant les uns par les autres, quelle est la quantité d'oxigène qui se combine avec un métal avant qu'il se dissolve dans un acide. Supposé qu'il faille, par exemple, 31 parties de cuivre pour précipiter 100 parties d'argent à l'état métallique, il s'ensuit que 31 parties de cuivre se sont combinées avec la même quantité d'oxigène que contenoient 100 parties d'argent. Donc la quantité d'oxigène dans l'oxide d'argent est à la quantité d'oxigène dans l'oxide de cuivre, comme 31 : 100. Donc un métal étant précipité par un autre dans l'état métallique, la quantité d'oxigène dans l'oxide du précipitant est à la quantité d'oxigène dans l'oxide du précipité en raison inverse de la quantité du métal précipitant au métal précipité.

Un métal déjà combiné avec de l'oxigène peut encore précipiter à l'état métallique un métal dissous, pourvu qu'il soit susceptible de se combiner avec une plus grande quantité d'oxigène qu'il n'en contient déjà. Ainsi, l'or

est précipité à l'état métallique par le sulfate de fer au *minimum*, et par le nitrate de mercure au *minimum*.

Le phosphore, comme nous l'avons déjà remarqué, précipite aussi l'or, l'argent, le cuivre et le mercure à l'état métallique.

M. Berthollet n'attribue pas cette précipitation uniquement à l'affinité du phosphore pour l'oxigène ; il croit qu'elle tient en partie à son affinité pour les *métaux*. Il lui fallut trois grains de phosphore pour précipiter douze grains d'argent ; et en évaporant le résidu, il obtint à peine 3 grains d'acide phosphorique à l'état gélatineux : mais pour former cette quantité d'acide, il ne faut qu'un grain de phosphore. Les deux grains de phosphore qui manquent, se sont, selon M. Berthollet, combinés avec l'argent. Cet objet mérite un examen ultérieur.

Le même chimiste tâche de prouver, par plus d'un exemple, que, de même, la précipitation des *métaux* les uns par les autres n'est pas due uniquement à l'affinité du métal précipitant pour l'oxigène du métal précipité. Il prétend que si cela étoit (suivant des principes que nous développerons dans un autre lieu), l'oxigène devroit toujours se partager entre les deux *métaux* dans la proportion des forces d'attraction qu'ils exercent sur lui. Il faut donc, dit-il, qu'il y ait encore d'autres forces en jeu : ces forces sont, selon lui, la force de cohésion, qui tend à réunir les particules du même métal, et l'affinité réciproque de quelques *métaux*.

Mistriss Fulhame a prouvé que le gaz hydrogène, mis en contact avec les dissolutions d'or, d'argent et de cuivre, précipite ces *métaux* à l'état métallique. Le gaz hydrogène sulfuré et phosphoré, les vapeurs du soufre brûlant, etc., produisent le même effet.

Si l'on précipite, au contraire, une dissolution métallique par un corps qui n'enlève pas d'oxigène au métal, comme par un alcali ou une terre alcaline, l'acide se partagera entre le corps précipitant et l'oxide métallique, et il se formera un sel métallique avec excès d'oxide. Dans le cas où la dissolution métallique est foible, comme celle du bismuth par l'acide nitrique, et de l'antimoine par l'acide muriatique, l'addition d'eau suffit pour la décomposer; et

il se forme deux sels métalliques, dont l'un est avec excès d'acide, et l'autre avec excès d'oxide. Quelquefois l'oxide se partage entre l'acide et la substance précipitante : l'oxide forme alors, avec son acide, deux combinaisons, dont l'une est insoluble, tandis que l'autre reste dissoute.

Dans ces précipitations des *métaux*, il faut surtout faire attention au degré d'oxidation, puisque c'est une circonstance qui change l'affinité du métal, non seulement pour l'acide, mais encore pour les autres substances, et multiplie ainsi en quelque sorte les combinaisons dont il est susceptible. (Essai de Statique Chimique, II partie, p. 447 et suiv.)

Disons un mot de l'action des *métaux* sur chaque acide en particulier.

L'acide sulfurique est décomposé à une température élevée, par tous les *métaux*, excepté par l'or et par le platine ; et il y a dégagement de gaz acide sulfureux. Si l'acide sulfurique est étendu d'eau, il détermine les *métaux* facilement oxidables, tels que le fer, le zinc, etc., à décomposer cette eau ; et il y a dégagement de gaz hydrogène.

L'acide sulfureux agit différemment sur les différents *métaux* : il y en a qu'il dissout, parce que l'acide détermine le métal à décomposer l'eau ; et, dans ces cas, il y a dégagement de gaz hydrogène. Il y en a d'autres qui décomposent l'acide même ; la portion d'acide décomposée fournit l'oxigène nécessaire pour oxider le métal, et l'oxide formé se dissout dans le restant de l'acide. Dans ce cas, il y a séparation de soufre qui reste combiné avec le sulfite. Il y a des *métaux* sur lesquels l'acide sulfureux n'agit pas du tout. Comme ceux qui décomposent cet acide en partie s'y dissolvent sans effervescence, on peut l'employer utilement pour l'analyse des alliages, etc.

Les oxides métalliques n'agissent pas tous de la même manière sur l'acide sulfureux. L'oxide de manganèse, par exemple, lui cède une partie de son oxigène ; et il se forme un sulfate de manganèse. Il y a d'autres oxides métalliques que l'acide sulfureux ramène à l'état de métal. Traitant de l'oxide d'or avec du sulfite de soude, l'on obtient de l'or métallique.

L'acide nitrique n'agit pas du tout sur certains *métaux*. Il n'attaque pas, par exemple, le plomb ; mais dès qu'on l'étend d'eau, l'action commence : il se dégage du gaz nitreux, et souvent l'acide se décompose avec tant de rapidité et si complètement, qu'il y a dégagement de gaz azote. Quelquefois l'eau même est décomposée, à raison de la grande quantité d'oxigène qu'absorbe le métal (ceci arrive, par exemple, pendant la dissolution de l'étain) : dans ce cas, l'azote de l'acide se combine avec l'hydrogène de l'eau, et forme de l'ammoniaque, qui se décèle par son odeur, surtout lorsque l'on ajoute de la potasse ou de la chaux; et le métal reste ordinairement au fond du vase, combiné à l'état d'un trisule avec excès d'oxide, avec de l'ammoniaque et un restant d'acide. Lorsque le dégagement du gaz nitreux ne se fait que lentement, l'oxide formé reste ordinairement dissous dans l'acide, et il se forme un nitrate liquide susceptible de cristalliser par le refroidissement ou par l'évaporation.

L'acide nitrique est, de tous les acides, celui qui oxide les *métaux* le plus promptement et le plus complètement. Quelquefois l'acide nitrique agit aussi sur des oxides métalliques peu saturés d'oxigène, leur fournit une plus grande quantité de ce principe, et les change en acides, dans les cas où ils sont susceptibles de ce changement.

L'acide nitrique est décomposé encore plus rapidement par les *métaux*, parce que l'oxigène n'y est pas bien fortement uni avec le gaz nitreux. Il y a une effervescence plus forte, un dégagement de gaz nitreux plus abondant, et les *métaux* sont plus fortement oxidés. Il y a même des *métaux* insolubles dans l'acide nitrique (tels que l'or et le platine) qui sont dissous par l'acide nitreux. Comme l'*acide muriatique* ne peut pas être décomposé, il ne dissout les *métaux* que dans le cas où ces derniers peuvent décomposer l'eau par l'intermède de cet acide, et alors il se dégage du gaz hydrogène. Les oxides métalliques sont très-facilement dissous par l'acide muriatique, même dans le cas où ils sont oxidés, au point d'être insolubles dans les autres acides; ils cèdent une partie de leur oxigène à cet acide, et s'y dissolvent. L'acide muriatique enlève quelquefois les oxides aux autres acides, surtout à l'acide nitrique.

L'acide muriatique oxigéné, oxide les *métaux* sans mouvement et sans effervescence, parce qu'il ne fait que leur céder son oxigène. Il attaque facilement les *métaux* (comme l'or et le platine), sur lesquels l'acide muriatique commun n'agit pas. Dans ce cas, il se forme des muriates communs. L'acide muriatique oxigéné, ajouté à des dissolutions métalliques, les décompose presque toujours, et précipite les oxides, parce que ces derniers contiennent trop d'oxigène pour pouvoir rester dissous. Uni aux oxides métalliques, il forme une espèce particulière de sels, qui se distinguent de ceux formés par l'acide muriatique commun.

Projetant des *métaux* aigres pulvérisés dans le gaz acide muriatique oxigéné, ils s'y enflamment, et ceux qui sont susceptibles de s'acidifier, se convertissent en acides (1).

L'acide phosphorique et *l'acide phosphoreux* n'agissent en général que très-foiblement sur les *métaux*. Cependant, à une température élevée, ils les attaquent avec dégagement de gaz hydrogène phosphoré.

L'acide phosphorique agit plus fortement sur quelques *métaux* facilement oxidables, et les détermine à décomposer l'eau avec plus de facilité qu'ils ne le feroient par eux-mêmes. L'on peut obtenir des phosphates métalliques par l'emploi de l'acide phosphoreux, aussi bien que par celui de l'acide phosphorique, parce que le premier perd son phosphore excédant, soit par l'action de la chaleur, soit par le dégagement du gaz hydrogène phosphoré; quelquefois cependant il se forme aussi des phosphates. Traitant à une forte chaleur l'acide phosphorique vitreux avec des *métaux*, l'on obtient des *phosphates* et *des phosphures*, parce que le métal, pour s'oxider, enlève son oxigène à une partie de l'acide.

L'acide fluorique agit d'une manière analogue à l'acide

(1) Ce ne sont pas uniquement les *métaux* aigres ci-après qui s'enflamment dans ce gaz; M. Van Meerten est parvenu à enflammer des fils de laiton et des fils d'étain, ainsi que le plomb, les feuilles d'or et le fer, selon Westrumb.. (*Note des Traducteurs.*)

muriatique. Il est aussi peu décomposable que ce dernier; il détermine ainsi que lui quelques *métaux* à décomposer l'eau, et il se distingue cependant de l'acide muriatique, en ce qu'il n'est pas en état comme lui d'enlever de l'oxigène aux oxides.

L'*acide boracique* agit très-peu sur les *métaux*; on ne peut le combiner avec les oxides métalliques, qu'à l'aide d'une affinité complexe, c'est-à-dire, en décomposant des dissolutions métalliques par des borates alcalins. Par la fusion, l'acide boracique se combine avec quelques oxides métalliques, ceux qui s'unissent avec lui le colorent.

L'*acide carbonique* à l'état de gaz, n'agit pas sensiblement sur les *métaux*; dissous dans l'eau, il attaque un peu quelques-uns des plus oxidables, tels que le fer et le zinc; pendant cette action, il n'y a qu'une petite quantité d'eau de décomposée, et il se dégage un peu de gaz hydrogène que l'on distingue plutôt à son odeur qu'on ne le remarque par une effervescence. Il y a des cas où l'acide carbonique combiné avec une terre, peut être décomposé par les *métaux* à la chaleur rouge. C'est ainsi, que M. Clouet obtint de l'acier en chauffant du fer avec de la chaux carbonatée; dans cette expérience, le carbone de l'acide carbonique s'est combiné avec le fer.

L'*acide acéteux*, *l'acide oxalique*, *l'acide tartareux et l'acide citrique*, oxident quelques-uns des *métaux* les plus facilement oxidables; ils se combinent avec les oxides métalliques (ainsi que les autres acides, vulgairement nommés *acides végétaux*), et forment avec eux des sels. La même chose a lieu encore pour l'*acide prussique*.

Les oxides métalliques combinés avec les acides, forment *les sels métalliques*, dont plusieurs sont cristallisables. Quelques oxides métalliques forment aussi des combinaisons ternaires; l'oxide de platine en particulier a une grande disposition à former des trisules.

De toutes les substances alcalines et terreuses, l'ammoniaque est la plus disposée à la formation des trisules métalliques. L'ammoniaque forme surtout ces trisules avec l'acide muriatique.

Les *métaux* facilement oxidables, surtout ceux qui, à l'aide de la chaleur, décomposent l'eau et l'acide sulfurique (par exemple, l'antimoine, le zinc, le fer, etc.) chauffés avec des sulfates, les convertissent en sulfures, et le sulfure formé se combine avec l'oxide métallique.

L'affinité des oxides métalliques pour les sulfures alcalins et pour les hydro-sulfures, a beaucoup de part à cette décomposition. Les oxides métalliques n'agissent pas sur les sulfates.

Projetant dans un vaisseau rougi au feu, un mélange d'un nitrate avec un métal divisé, la plupart de ces mélanges s'enflamment avec plus ou moins de vivacité, les uns avec production de flamme, d'autres fois en répandant des étincelles. Les oxides métalliques qui se forment dans cette opération, sont au *maximum* d'oxidation, et dans quelques cas, ils restent combinés avec la base du nitrate employé. Les *métaux* capables de former des acides, s'acidifient dans cette détonnation. Si l'on emploie dans ce mélange des *métaux* oxidés au *maximum*, les oxides ne souffrent aucun changement par les nitrates.

La plupart *des muriates* ne sont que très-peu changés par l'action des *métaux*; le *muriate d'ammoniaque* doit cependant être excepté: tous les *métaux* solubles dans l'acide muriatique en dégagent l'ammoniaque; leurs oxides opèrent cette décomposition encore plus promptement. Les muriates à base alcaline, paroissent aussi être décomposés, au moins en partie.

Les muriates suroxigénés agissent sur les *métaux* avec bien plus de vivacité que les muriates. Le mélange de 2 à 3 parties de muriate suroxigéné de potasse, et d'une partie de limaille d'un métal facilement oxidable, détonne vivement par le choc. Le mélange chauffé détonne plus vivement encore. Les autres sels n'agissent pas sur les *métaux*.

Le gaz hydrogène sulfuré agit promptement sur la plupart des oxides métalliques. Son hydrogène soustrait de l'oxigène aux oxides, de manière à ramener la plupart d'entr'eux à l'état métallique, et les autres à l'état d'oxide au *minimum*; son soufre se combine avec le métal désoxidé.

L'hydrogène sulfuré précipite les dissolutions de tous les

métaux, à l'exception de celles du fer, du nickel, du cobalt, du manganèse, du molybdène et du titane.

Les oxides de ces derniers *métaux* sont ramenés par l'hydrogène sulfuré, au *minimum* d'oxidation; mais comme dans cet état ils n'ont que très-peu d'affinité avec le soufre, ils restent dissous dans leur acide. L'étain, au contraire, qui dans son état d'oxide au *minimum* a une grande affinité pour le soufre, est précipité par l'hydrogène sulfuré, quoiqu'également ramené au *minimum* d'oxidation.

Les *métaux* sont précipités par l'hydrogène sulfuré bien plus facilement les uns que les autres. M. Proust a démontré qu'en opérant bien, l'on peut séparer plusieurs *métaux* à l'aide de cet agent.

Si l'on dissout, par exemple, à la fois dans l'acide nitrique du cuivre, du plomb, du zinc et du fer, l'hydrogène sulfuré séparera d'abord le cuivre sous la forme d'un précipité noir que l'on peut recueillir sur le filtre; le plomb et le zinc se précipiteront après, tandis que le fer restera dissous. L'on peut même distinguer les différents *métaux* par la couleur du précipité que produit l'addition de l'hydrogène sulfuré.

Ces précipités ne sont cependant pas toujours des combinaisons de l'hydrogène sulfuré avec les *métaux*; il est même douteux si ces combinaisons existent. M. Gay-Lussac trouva que ces prétendus hydro-sulfures n'existent pas dans la plupart des cas où on les supposoit, parce que l'hydrogène sulfuré est décomposé pendant qu'il opère la précipitation, et que dans les cas où l'on croit le dégager du précipité, l'on en obtient par la raison qu'il s'en forme. M. Klaproth a fait la même observation à l'occasion de son analyse de l'antimoine oxidé sulfuré (Roth spiesglanzerz), (Beitræge, t. 3, p. 181), et du manganèse sulfuré (Siebenbürgigschwarzerz) [ouvrage cité, t. 3, p. 41].

Fourcroy range les *métaux* en quatre classes, relativement à l'action qu'ils exercent sur l'eau. Quelques-uns, sans aucun intermède, décomposent l'eau à la température de l'atmosphère; ils absorbent l'oxigène, tandis que l'hydrogène se dégage sous forme gazeuse: tels sont le fer, le manganèse et le zinc. Quelques-uns ne décomposent l'eau qu'à l'aide de la chaleur, tels sont l'étain et l'antimoine;

d'autres ne décomposent l'eau (ni à la température de l'atmosphère ni à une température élevée) sans un intermède, tels que les acides ou les alcalis : tels sont le cuivre, le plomb, le bismuth, etc. Il en existe enfin une quatrième classe qui ne décomposent les *métaux* ni sans intermède ni avec le secours d'un intermède : tels sont l'or, l'argent, le mercure et le platine.

Selon M. Proust, l'eau forme, avec les *métaux*, des combinaisons qu'il appelle *hydrates*. (*Voyez* cet article et l'article particulier de chaque métal.) M. Berthollet fils croit que ces hydrates ne sont que des sels métalliques avec excès d'oxide, et que l'eau qu'on y trouve n'y est pas combinée d'une autre manière que dans les autres substances salines.

L'alcool et les *éthers*, dépouillés de tout acide adhérent, ne dissolvent pas les *métaux*. Les derniers enlèvent complètement l'or, le fer et quelques autres *métaux*, à leur dissolution par l'acide muriatique, et les dissolvent à l'état de muriate, avec excès d'oxide.

Les huiles grasses se combinent avec les oxides métalliques. Mêlant une solution de savon avec un sel métallique, l'on obtient des combinaisons d'oxides métalliques avec l'huile ; c'est ce qu'on appelle des *savons métalliques*. En faisant agir directement, à chaud ou à froid, les huiles sur les oxides, on obtient *des emplâtres*.

Les huiles volatiles n'agissent pas sur les *métaux*. Elles enlèvent cependant complètement l'or à ses dissolutions par les acides. Il y a quelques oxides métalliques qu'elles paroissent également dissoudre.

On connoît maintenant vingt-huit *métaux* : *l'or*, *le platine*, *l'argent*, *le mercure*, *le cuivre*, *l'étain*, *le plomb*, *le fer*, *le bismuth*, *le nickel*, *le zinc*, *l'antimoine*, *le tellure*, *l'arsenic*, *le cobalt*, *le manganese*, *le molybdene*, *le tungstène* (ou *schéelin*), *l'urane*, *le titane*, *le chrôme*, *le cererium*, *le columbium*, *le tantalum*, *l'osmium*, *le rhodium*, *l'iridium* et *le palladium*.

Les anciens ne connoissoient que sept *métaux* : *l'or*, *l'argent*, *le mercure*, *le plomb*, *le cuivre*, *le fer*, *le*

mercure, tous ductiles, si l'on en excepte le mercure.

La nature nous offre les *métaux* dans différents états:

1° A l'*état pur*, comme l'or, l'argent, le platine, le mercure, le cuivre, l'arsenic, l'antimoine, le bismuth, le tellure;

2° A l'état d'*alliages naturels*, tellure graphique (schrifterz), blattererz (or de Nayacg), *argent antimonié*, *amalgame d'argent*, *arsenic ferrifère*.

3° A l'état d'*oxides*. L'*oxide d'étain* (steinin), la *sanguine* (rotheisenstein), l'*oxide rouge de titane* (titanschorl), etc.

4° A l'état de *sels métalliques*:

Métaux carbonatés, cuivre carbonaté ou malachite, plomb carbonaté blanc;

Métaux sulfatés, plomb sulfaté;

Métaux muriatés, argent muriaté, cuivre muriaté;

Métaux phosphatés, cuivre phosphaté, plomb phosphaté;

Métaux arséniatés, cuivre arséniaté, fer arséniaté;

Métaux chromatés, plomb chromaté.

5° A l'état de *sulfures*, sulfure de plomb, de cuivre, d'argent.

L'on désigne souvent les *métaux* tels qu'on les trouve dans la nature, par le nom de *mines* ou de *minérais*. Pour s'exprimer avec précision, l'on ne doit donner le nom de *mine* ou de *minérai*, qu'à un métal tellement changé par sa combinaison avec le soufre, l'arsenic ou un acide, que son caractère métallique ne soit plus visible au premier coup d'œil.

M. Karsten a établi la chronologie suivante des *métaux* d'après les roches primitives ou secondaires dans lesquelles ils se trouvent:

1° *Métaux absolument anciens.*

Le molybdène.	Le tantalum.
L'étain.	Le chrôme.
Le tungstène.	Le titane.
Le cererium.	

2° *Métaux originaires des temps les plus reculés, et se propageant dans les périodes modernes.*

L'arsenic.
Le cobalt.
Le cuivre.

3° *Métaux du moyen âge.*

L'or.	L'urane.
Le tellure.	Le bismuth.
L'antimoine.	Le nickel.
L'argent.	

4° *Métaux nouveaux, ou nouveaux la plupart du temps.*

Le plomb.	Le manganèse.
Le zinc.	Le mercure.

5° *Métaux qui se trouvent dans toutes les périodes.*

Le fer.

6° *Absolument incertains.*

Le platine.

(Annalen der Physik, t. 23, p. 33 et suiv.)

MICA. Argilla Mica Wern. *Glimmer.*

La couleur de ce fossile est le gris plus ou moins foncé. Il est aussi blanc, jaune, rouge et noir.

On le trouve compacte, disséminé, en couches superficielles et cristallisé.

La forme primitive du *mica* est, selon Haüy, le prisme droit à base rhombe, dont les angles sont de 120° et de 60°. La molécule intégrante a la même forme; on le rencontre aussi en prismes hexaèdres très-courts; le plus souvent il est en lames ou en écailles d'une forme indéterminée.

Sa cassure est lamelleuse, les lames sont élastiques, flexibles et souvent d'un diamètre considérable; on prétend avoir trouvé en Sibérie des morceaux de 25 pieds carrés.

Les lames sont si minces que, d'après le calcul d'Haüy, un morceau de *mica* de $\frac{4}{9}$ de ligne d'épaisseur est composé de 23255 lames séparées.

Le *mica* a l'éclat métallique plus ou moins prononcé ; les lames minces sont plus ou moins transparentes ; il est demi-dur, très-tenace ; sa pesanteur spécifique est de 2,6546 à 2,9542 ; il est gras au toucher.

Il fond au chalumeau en un émail blanc, vert ou noir ; le dernier est attirable à l'aimant ; Bergmann l'a trouvé infusible sans intermède.

Le *mica* est un des fossiles les plus répandus ; on le trouve dans les montagnes primitives et dans les montagnes secondaires.

Il est composé d'après Bergmann de

Alumine	46
Silice	40
Magnésie	5
Fer	9
	100

Vauquelin en a retiré :

Silice	50,00
Alumine	35,00
Oxide de fer . . .	7,00
Magnésie	1,35
Chaux	1,33
	94,68

Klaproth a trouvé dans le *mica* une quantité considérable de potasse. *Voyez* Haüy, Traité de Minéralogie, t. 3 ; et Journal des Mines, n° 28.

On emploie le *mica* blanc en place de verre ; on le préfère aux vitres dans la marine russe, parce que ceux de *mica* ne brisent pas par le mouvement du vaisseau. Puisqu'il laisse passer parfaitement le rayon de lumière, on l'emploie aussi pour les verres d'astronomie. (*Voyez* Von Zach Monatl. Corresp., t. 3, p. 239.)

MIEL. Mel. *Honig*.

Le *miel* est une substance visqueuse assez épaisse, d'un goût très-doux, d'une odeur un peu balsamique. L'abeille suce avec sa trompe le suc doux que la nature prépare

dans les nectaires de plusieurs plantes, et dans l'estomac de l'insecte ce suc subit un changement qui le rend propre à rester en contact avec l'air, sans entrer en fermentation. Après quelques temps l'abeille rend le suc ainsi modifié, qui est le *miel*. Le *miel* sert de nourriture aux abeilles; elles ne mangent pas de suite toute la quantité qu'elles en confectionnent, mais elles en font provision dans des cellules qu'elles bouchent hermétiquement, afin de s'en nourrir dans la saison où les fleurs viennent à manquer. Ce sont ces petites provisions que l'homme leur ravit en partie.

Le *miel* qui découle spontanément des rayons, s'appelle *miel vierge*; c'est le plus pur et le meilleur : il a une couleur blanche ou jaunâtre, et il est doux sans arrière-goût. Exprimant doucement les rayons légèrement chauffés, l'on obtient encore du *miel* de moindre qualité. Ce dernier est mêlé de particules de cire et un peu modifié par la chaleur.

Le goût, l'odeur et la couleur du *miel*, varient suivant la diversité des plantes dont les abeilles se sont nourries. Les abeilles qui vivent dans le voisinage de champs ensemencés de navettes, préparent un *miel* d'une couleur foncée, tandis que le *miel* fourni par celles qui se nourrissent de fleurs de tilleul, est blanc et d'une odeur très-agréable.

Depuis long-temps l'on donne une préférence marquée au *miel* de certaines contrées. Les anciens estimoient particulièrement celui du mont Hymette. Le *miel* de Narbonne qui est blanc et d'une odeur agréable, jouit d'une grande réputation, ainsi que celui de Lithuanie, recueilli par les abeilles, qui sucent en grande partie les fleurs de tilleul. Le *miel* que l'on trouve ordinairement dans les campagnes des États Prussiens, est toujours plus ou moins coloré, souvent d'un brun foncé, quelquefois mais rarement d'une couleur verte; aussi n'a-t-il pas un goût pur. Le *miel* des abeilles sauvages que l'on recueille dans les landes de Lunebourg et dans les bois de Pologne, est plus impur encore; il est fortement coloré et d'un goût désagréable.

Le *miel* est quelquefois vénéneux. Pline (Historia Na-

turalis, Lib. XXI, c. 13) parle d'un *miel* vénéneux que l'on trouvoit dans les environs d'*Heraclea Pontica*. *Benjamin Smith Barton* a décrit très-en détail les effets que produit sur l'économie animale, le *miel* vénéneux que l'on trouve dans la partie occidentale de la Pensylvanie près de *l'Ohio*.

Les personnes qui mangent de ce *miel* se trouvent attaquées d'un vertige qui ressemble à l'ivresse; elles tombent dans le délire, leur bouche écume, elles sont attaquées de maux de ventre, de nausées et de diarrhée; cependant elles en meurent rarement. Il est à remarquer que sur le même arbre l'on trouve des ruches qui contiennent du *miel* vénéneux et d'autres dont le *miel* n'est point nuisible; quelquefois même il y a dans la même ruche, des rayons vénéneux et d'autres qui ne le sont pas.

Selon quelques auteurs, le *miel* vénéneux se distingue par une couleur cramoisie, selon d'autres, par une couleur rouge-brune. L'on rapporte aussi qu'il est plus consistant que le bon *miel*; d'autres encore assurent que ce *miel* nuisible ne se distingue par aucun caractère extérieur. Il résulte de là qu'il ne faut manger que de très-petites quantités d'un *miel* qu'on ne connoît pas, pour s'assurer, par l'expérience, s'il n'est pas nuisible à la santé.

L'on trouve surtout le *miel* vénéneux dans la Caroline méridionale, dans la Géorgie, dans les deux Florides, mais particulièrement dans la Floride septentrionale. Barton a remarqué aussi que le *miel* des montagnes de l'Ecosse est vénéneux.

Les plantes qui contribuent surtout à rendre le *miel* nuisible à la santé, sont: la *kalmia angustifolia et latifolia* de Linné; la *kalmia hirsuta* de Walt; l'*andromeda mariana*; le *rhododendrum maximum*; l'*azalea nudiflora*; la *dutara strammonium*, *etc.* *Voyez* Philosophical Magazine, by Alexander Tilloch, number 46, p. 121.

En Sardaigne, et surtout dans les environs d'Ogliastra, l'on trouve du *miel* amer. M. Klaproth en possède un échantillon qui a été recueilli sur les lieux par M. Audiberti, médecin du roi de Sardaigne. Les anciens connoissoient ce *miel* amer, et attribuoient son amertume à

l'absinthe qui croît en quantité dans ces contrées. Avant d'adopter cette opinion, il seroit nécessaire d'examiner si la liqueur contenue dans les nectaires de l'absinthe, est effectivement amère. Dioscoride en parlant de *miel* amer, (je cite la traduction latine) dit, *quod in Sardinia gignitur mel, amarum est, quoniam apes inibi absinthia vescantur.*

Lemery ayant soumis deux livres de *miel* à une distillation sèche, en obtint une livre et demie d'une liqueur acidule empyreumatique, y compris 2 gros d'une huile empyreumatique noire comme de la poix. Il resta dans la cornue près d'une demi-livre de charbon, d'un goût salé, qui résistoit beaucoup à l'incinération.

Le *miel* brut contient des particules de cire et de mucilage, dont il convient de le débarrasser lorsqu'on veut l'employer en médecine. Pour cet effet, l'on fait dissoudre une partie de ce *miel* dans deux parties d'eau chauffée; dans une chaudière d'étain, l'on fait bouillir la solution, et l'on y ajoute un peu de blanc d'œuf; l'on enlève l'écume qui se forme sur la liqueur, on la passe à travers la flannelle, et on la concentre par l'ébullition jusqu'à la consistance requise. Il ne faut pas jeter l'écume enlevée, car au bout de quelques jours, elle dépose encore une quantité de liqueur miellée, dont on peut tirer parti en l'évaporant. Le *miel* qui a subi cette opération, s'appelle *miel dépuré.*

Si l'on fait bouillir la solution de *miel* brut avec de la poudre de charbon, et qu'on filtre après le mélange, la liqueur filtrée est d'une couleur plus claire que la solution de *miel* brut ne l'étoit d'abord, et elle a perdu son arrière-goût. (*Lowitz* dans les Annales de Chimie de Crell, année 1793, t. 1, p. 135.).

Lorsque l'on abandonne de bon *miel* à lui-même pendant quelque temps, il s'y forme des cristaux en forme de globes hérissés à leur surface de beaucoup de pointes.

La solution aqueuse du *miel*, mise dans les circonstances favorables à la fermentation, entre en fermentation vineuse, et fournit l'*hydromel;* elle passe ensuite à la fermentation acéteuse et fournit de bon vinaigre.

Cavezzali s'est appliqué à tirer du sucre du *miel.* Il ne parvint pas à son but en traitant le *miel* avec le charbon.

Comme il remarqua qu'avec le temps le *miel* devenoit plus liquide, qu'il rendoit les métaux plus brillants, que la vapeur qui s'en élevoit lorsqu'on le faisoit bouillir avec de l'eau, irritoit le gosier, il supposa qu'il contenoit un acide qui s'opposoit à la cristallisation du sucre.

En conséquence de cette idée, il exposa dans un vaisseau de terre, du *miel* blanc à une chaleur douce, le clarifia avec du blanc d'œuf, le passa au filtre, le remit dans le même vaisseau de terre placé sur un poêle légèrement chauffé, et jeta dans le liquide des coquilles d'œufs pulvérisées, jusqu'à cessation d'effervescence; après quoi il éloigna le vaisseau du feu et le laissa reposer pendant quelque temps.

Il se forma à la surface une écume épaisse qu'il eut soin d'enlever; il sépara, par le filtre, quelques flocons qui nageoient dans la liqueur, et obtint ainsi un véritable sirop de sucre. Au bout de quelque temps il se forma, dans le vaisseau, de vrais cristaux de sucre, mais ils étoient rougeâtres et déliquescents. En les lavant avec de l'alcool, il leur fit perdre leur couleur et leur propriété déliquescente. (Annales de Chimie, vol. 39, p. 110.)

M. Proust observe que l'on ne peut pas convertir le *miel* d'Espagne en sucre en lui enlevant de l'acide; il ne décide point cependant si le *miel* d'Espagne ne différeroit pas peut-être de celui des autres pays. Le *miel* que M. Proust soumit à ses recherches, n'altéroit point la teinture de tournesol; il étoit dissous par l'alcool à quelques flocons de cire près; la solution de ce *miel* ne réagissoit point sur l'acétate de plomb.

La craie sur laquelle il fit bouillir la solution de *miel* ne fut point attaquée.

Le *miel* digéré avec l'acide nitrique, se convertit entièrement en acide oxalique, et il se distingue par là de la manne, que l'acide nitrique convertit en acide saccholactique. (Neues allgemeines Journal der Chemie, vol. 5, p. 596.)

MINES DE FER. *Voyez* Fer.

MINES DE MANGANÈSE. *Voyez* Manganèse.

MINES DE MERCURE. *Voyez* MERCURE.

MINES DE NICKEL. *Voyez* NICKEL.

MINES D'OR. *Voyez* OR.

MINES DE PLOMB. *Voyez* PLOMB.

MINES DE PLATINE. *Voyez* PLATINE.

MINIUM, OXIDE ROUGE DE PLOMB. Minium. *Mennige*.

Le *minium* est un oxide de plomb qui se prépare en grand. Sa fabrication étoit autrefois un secret. Jars est le premier qui ait décrit la manière de faire le *minium* dans le comté de Derby.

Le fourneau qui sert à la calcination du plomb est un fourneau de réverbère à deux foyers, qui est placé au-dessous du toit, voûte de forme elliptique. Les foyers sont à l'extrémité du fourneau; ils ont 15 pouces de largeur et 8 à 9 pieds de longueur. La distance du foyer l'un de l'autre est à peu près de 9 à 10 pieds. Les foyers sont séparés de la partie du milieu du fourneau (le foyer de plomb) par un petit mur de 10 pouces de hauteur, pour empêcher que le combustible ne se mêle au plomb. En Angleterre, on emploie pour combustible le *coaks*, et on croit que la bonté du *minium* en dépend, ce qui n'est qu'un préjugé : on peut employer le bois avec le même avantage.

La fumée et les vapeurs du plomb, qui sont nuisibles à l'économie animale, s'échappent par de longues cheminées.

Pour chaque opération, on prend dix morceaux de plomb, dont chacun pèse 150 livres. Neuf de ces morceaux sont du plomb pur, et le dixième est fondu avec les scories du *coaks*. L'addition de ce dernier paroît nécessaire pour la fabrication d'un bon *minium*.

On place les morceaux de plomb sur le foyer, où la flamme arrive de deux côtés. Dès que le plomb entre en fusion, on remue avec un râble de fer suspendu à une chaîne, pour lui présenter constamment une nouvelle

surface d'air. Lorsque l'oxide de plomb est formé, l'ouvrier le tire de côté.

Au bout de 4 à 5 heures, la plus grande partie du plomb est oxidée. Le degré de feu doit être assez considérable pour que toute la masse soit d'un rouge cerise foncé. On fait rougir l'oxide encore pendant 4 heures dans un four, en le remuant de temps en temps, afin qu'il ne s'agglutine pas. On retire la masse, et on l'arrose d'eau. Après le refroidissement, elle a une couleur jaune ; on l'appelle *massicot*.

On la fait moudre entre deux pierres, et on la lave pour enlever les parties les plus fines. La matière grossière qui se dépose est traitée de nouveau comme ci-dessus, pour la convertir en massicot.

Avec le massicot lévigé on forme des tas sur le foyer, à la surface desquels on trace des sillons. On donne un feu comme dans la préparation du massicot, que l'on continue pendant 48 heures ; on ne remue que rarement l'oxide de plomb.

On reconnoît que la masse est convenablement oxidée, lorsqu'en retirant un échantillon du four, il doit avoir, étant chaud, une couleur rouge d'ocre foncé, qui devient d'un beau rouge après le refroidissement.

Le *minium* qui sort du four est mis dans une cuve de bois, pour le laisser refroidir. Pour le tamiser, on le renferme dans des caisses qu'on fait mouvoir, afin que les ouvriers ne soient pas incommodés de la poussière.

Dans quelques fabriques, on fait chauffer le plomb dans une chaudière de fer, où il se convertit, d'après Chaptal, sans parfaitement rougir, en un oxide d'un jaune verdâtre. On le met sur un tamis de crin posé sur un tonneau ; on verse de l'eau dessus, qui entraîne les parties les plus fines.

Chaptal a vu différents fourneaux qui se distinguoient de celui de Jars en ce qu'ils avoient trois ouvertures qui conduisoient à une chambre dont le sol étoit couvert d'eau ; de là s'élevoit une cheminée qui servoit à faire partir les vapeurs du plomb.

Dans une autre fabrique, après la première calcination, qui est entretenue pendant 4 à 5 heures au rouge cerise,

on laisse tomber le feu ; et dès qu'il est sensiblement diminué, on remue la matière avec le râteau de fer. On bouche le four, dont on lute toutes les jointures, et on le laisse en cet état pendant 24 heures. Le lendemain, on ouvre le four pour hâter le refroidissement.

Après cette première calcination, la matière est d'un rouge pâle ; on la brise sous l'eau avec beaucoup de soin ; on sépare par décantation la matière fine de celle qui est encore grossière ; on la fait sécher dans des auges de plâtre ; et dès qu'elle est sèche, on la brise comme il suit :

Deux cylindres, l'un de fer poli, l'autre de bois dur, sont placés sur le même niveau, et parallèlement l'un à l'autre ; on peut les éloigner ou les rapprocher à l'aide de deux fortes vis : par-dessous ces deux cylindres, sont placés deux autres, construits de la même manière ; et, par-dessous ces deux derniers, il y en a deux de bois dur. Ces trois rangs de cylindres, placés les uns sur les autres, sont surmontés d'une trémie, dans laquelle on met le *minium ;* il coule entre tous les cylindres, et est reçu dans une caisse qui est au bas. Le mouvement est imprimé à tous ces cylindres, ou à ce triple laminoir, par le même mécanisme. Tout l'appareil est recouvert de maçonnerie ou de planches soigneusement assemblées. Le mouvement est donné du dehors par une manivelle, de telle manière qu'il n'y a aucune déperdition, et que la santé des ouvriers ne reçoit aucune atteinte par les émanations. On conçoit que l'écoulement entre les deux cylindres supérieurs doit être plus considérable que celui qui est entre ceux du milieu ; et ainsi de suite par rapport aux derniers. Le *minium* qui a passé par toutes ces filières a déjà la finesse et le velouté convenables ; mais il lui manque encore le brillant de la couleur, qu'on ne lui donne qu'en le portant, une seconde fois, au fourneau de réverbère, pour l'y traiter comme la première fois, avec la seule différence qu'on n'ouvre le four que lorsqu'il est presque refroidi.

En Allemagne, le fourneau à massicot a le foyer au milieu, et les foyers de plomb aux deux côtés, munis

chacun d'une ouverture. Chaque foyer renferme 180 livres de plomb.

Dans ce pays, on met le massicot dans un autre fourneau pour le convertir en *minium*, tandis qu'en Angleterre le même fourneau sert pour les deux opérations. Dans les fourneaux d'Allemagne, le massicot est renfermé dans des pots dont les extrémités ont deux ouvertures qui sont plus étroites que le milieu. Trois de ces pots sont placés l'un à côté de l'autre, sur une galerie chauffée par des bûches longues de bois. L'endroit où sont placés ces pots est couvert d'un toit en forme de pyramide, et muni d'une ouverture. Deux fourneaux à *minium* sont seulement séparés par un mur commun.

On met à peu près le quart de massicot dans chaque pot, qu'on remue toutes les demi-heures avec une spatule de fer, pour renouveler le contact de l'air, et pour que les couches inférieures ne fondent pas en litharge ; du reste, on fait comme dans les fabriques anglaises.

On donne la préférence au *minium* d'Angleterre ; celui d'Allemagne ne lui cède cependant presque rien en bonté. Le *minium* de France a le désavantage qu'il rend le verre de cristal laiteux, ou qu'il lui communique une couleur d'un brun jaunâtre.

D'après Chaptal, c'est un peu d'oxide d'étain contenu dans le *minium* de France qui rend le cristal laiteux, et la couleur brune provient du plomb de France, qui contient toujours une petite quantité de cuivre. Lorsqu'on prend le plomb d'Angleterre en saumon, on obtient le *minium* aussi beau.

Picard, fabricant à Tours, fait un beau *minium* de toute espèce de plomb du commerce. Il tient le plomb en fusion à une chaleur très-vive. Il enlève de la surface tout le plomb fondu ; et s'il se forme une croûte vitreuse, il procède à la fabrication du *minium*.

On peut préparer aussi du *minium* avec la céruse et la litharge, en les désoxidant jusqu'à un certain degré ; cette fabrication seroit cependant trop coûteuse en grand.

Le plomb pour se convertir en *minium*, augmente de 25 pour cent.

Selon Proust, le *minium* contient de l'oxide brun tout

formé, qui, d'après lui, est combiné avec l'oxide jaune, ce qui borne l'action de l'oxigène qui empêche que tout ne soit converti en oxide brun. Journal de Chimie, t. 3, p. 450.

D'après Berthollet, le massicot en passant à l'état de *minium*, absorbe non seulement de l'oxigène, mais aussi de l'acide carbonique et de l'azote. Lorsqu'on chauffe le *minium* doucement dans une cornue de porcelaine, il se dégage du gaz acide carbonique et du gaz azote, sans que cela influe sur la couleur du *minium*, qui, par conséquent, ne provient pas de ces substances. Mais si l'on augmente la chaleur, il se dégage une quantité considérable de gaz oxigène; on trouve le *minium* changé en oxide jaune, qui est en partie fondu en litharge. *Voyez* Journal de Chim., t. 3, p. 177.

Il est probable que le gaz azote provient de l'air qui entre par les pores de la cornue.

Le *minium* pur doit être d'un rouge jaune, très-vif. On découvre ses falsifications par l'ocre ou par les briques, etc., en faisant rougir une petite quantité dans un matras de verre au bain de sable; alors, le *minium* pur devient jaune, d'une manière uniforme.

Au chalumeau sur un charbon, on peut le réduire entièrement en plomb métallique.

L'existence du *minium* dans la nature est encore un problême. Dernièrement, James Smithson dit avoir trouvé du *minium* naturel dans le carbonate de zinc, dont il attribue l'origine à la décomposition de la litharge. (*Voyez* Journal de Chimie, t. 4, p. 227.)

Voyez *Jars*, sur le procédé des Anglais, pour convertir le plomb en *minium*, Mém. de l'Académie de Paris, 1770, t. 1, p. 364.

Rose, Mémoire sur la fabrication du *minium* en Allemagne; *Chaptal*, Chimie appliquée aux arts, t. 3, p. 389.

MOLYBDÈNE. Molybdæna. *Wasserblei.*

Il paroît que les anciens ont donné à plusieurs mines de plomb le nom de *molybdène* ou *plumbago*, et Bergmann a encore confondu le *molybdène* avec le sulfure de fer, dont

Schéele a fait voir la différence en découvrant dans un de ces soit-disant carbures le métal particulier qu'il a appelé *molybdène*.

Le *molybdène* est un des métaux les plus réfractaires; on ne l'a pas encore obtenu en bouton fondu, mais seulement en petits grains.

Pour réduire ce métal, on doit préférer le procédé de Bucholz.

On chauffe dans un creuset une once d'oxide brun de *molybdène* avec du charbon en poudre, à un feu de forge le plus violent. On obtient une masse poreuse et friable, d'un gris de cendre, et dans les cavités d'un éclat métallique d'argent. Les parties brillantes sont un peu ductiles dans un mortier de porcelaine, mais susceptibles d'être réduites en poudre à la longue; elles sont assez dures pour rayer l'argent.

On chauffe cette masse pour la seconde fois dans un creuset avec du charbon, pendant une demi-heure, au feu de forge. On trouve au fond du creuset des grains fondus de *molybdène*, de la grosseur d'une tête d'épingle, d'un éclat métallique, parfait, et d'un blanc d'argent. Dans une autre expérience, Bucholz a obtenu des boutons fondus, de 1 à 2 gros en poids, dont l'éclat métallique se conservoit plusieurs jours, et qui se perdoit en moins d'une heure à l'air humide.

La pesanteur spécifique du *molybdène* est, selon Bucholz, de 8,600; selon Hielm, 7,500.

Le *molybdene* se combine facilement avec l'oxigène. Hatchett distingue 4 degrés d'oxidation : l'oxide noir, l'oxide bleu, l'oxide vert et l'oxide jaune, ou le soi-disautacide molybdique.

On obtient l'oxide noir en faisant rougir dans un creuset l'oxide jaune avec du charbon; c'est d'après Hatchett l'oxide de *molybdene* au *minimum*.

Par ce même procédé, on peut avoir l'oxide bleu, mais il ne faut pas chauffer si long-temps, ou bien l'oxide bleu se forme en plongeant une lame d'étain dans une dissolution de l'oxide jaune.

L'oxide vert de Hatchett est probablement un mélange d'oxide bleu et d'oxide jaune.



Bucholz fit chauffer successivement un morceau de *molybdène* dans un creuset ; la surface devint d'abord d'un jaune brunâtre, et ensuite bleue. La partie bleue se dissout dans l'eau et lui communique sa couleur.

En exposant le *molybdène* à une chaleur d'un rouge foncé, le métal commence à brûler, et se convertit en poudre bleue.

A une chaleur très-violente, tout se convertit en oxide blanc qui fond ensuite.

Dans une autre expérience, Bucholz obtint un oxide d'un brun de cuivre qui passoit au bleu en absorbant davantage d'oxigène.

L'oxide brun passoit encore plus facilement au bleu en faisant évaporer dessus de l'eau à plusieurs reprises. L'oxide bleu qu'on fait bouillir long-temps avec de l'eau, devient verdâtre, ce qui semble provenir d'une absorption d'oxigène.

Le meilleur procédé de se procurer de l'oxide bleu est, d'après Bucholz, de broyer long-temps ensemble une partie de *molybdène* métallique, avec 2 parties d'oxide blanc ; en arrosant la masse d'un peu d'eau, elle passe facilement au bleu, à l'aide d'une légère chaleur. Par l'eau bouillante, on peut dissoudre l'oxide bleu qu'on fait évaporer à siccité.

L'oxide bleu rougit fortement, d'après Bucholz, le papier de tournesol. Avec les carbonates alcalins, il forme une liqueur bleue et l'acide carbonique se dégage.

Le *molybdène* métal et son oxide brun qu'on fait bouillir à plusieurs reprises avec de l'eau, se convertissent en oxide bleu.

L'oxide blanc ou l'acide molybdique se prépare en faisant chauffer le sulfure de *molybdène* avec de l'oxide nitrique, jusqu'à ce qu'il se forme une masse blanche. Par l'eau chaude, on enlève l'acide sulfurique, et l'oxide de *molybdène* reste en poudre blanche.

Richter recommande de faire bouillir le sulfure de *molybdène* avec l'acide nitrique jusqu'à ce qu'il ne forme plus de vapeurs ; on décante et on traite ensuite le résidu de la même manière. On réunit tous les liquides décantés qu'on fait évaporer jusqu'à siccité et rougir dans un

creuset. Après le refroidissement on trouve l'oxide blanc de *molybdène* en masse cristalline.

Bucholz fait griller le sulfure de *molybdène* pulvérisé jusqu'à ce que la surface se couvre d'un oxide jaune qui devient blanc par le refroidissement. On fait bouillir le sulfure de *molybdène* grillé avec de l'eau, et on sature par le carbonate de soude; on précipite ensuite du liquide neutre l'oxide de *molybdène* par l'acide nitrique.

On peut traiter aussi le sulfure grillé pour l'ammoniaque et décomposer ensuite le molybdate d'ammoniaque par la chaleur.

Cet oxide de *molybdène* est en poudre blanche d'une saveur âcre, métallique, et d'une pesanteur spécifique de 3,4. Dans un creuset couvert on peut le fondre; il se solidifie après le refroidissement en une masse blanchâtre rayonnée. Si l'on découvre le creuset pendant qu'il est chaud, une partie d'oxide se volatilise, et s'applique contre une lame de fer qu'on lui présente, en écailles brillantes jaunâtres.

Il se dissout dans 5 à 600 parties d'eau froide, et dans beaucoup moins d'eau bouillante. La dissolution n'a pas de saveur aigre, mais elle rougit la teinture de tournesol. L'oxide est séparé par les acides sulfurique, muriatique et nitrique. Un papier trempé dans sa dissolution prend une couleur bleue au soleil.

L'acide sulfurique concentré dissout l'oxide blanc à l'aide de la chaleur. La dissolution chaude est sans couleur; mais après le refroidissement elle devient d'un jaune foncé.

L'acide muriatique dissout facilement l'oxide de *molybdène;* la liqueur, d'un jaune verdâtre, devient bleue par l'évaporation, ou par l'addition d'un alcali. Evaporée à siccité, il se sublime une masse bleue déliquescente.

L'hydrogène sulfuré le convertit en une masse noirâtre et paroît le désoxider. L'oxide dissout dans l'eau devient bleu par le gaz hydrogène pur. Les sulfures alcalins hydrogénés le précipitent en couleur de chocolat.

Les alcalis dissolvent facilement l'oxide blanc de *molybdène;* la dissolution saturée cristallise en lames brillantes qui restent sèches à l'air.

L'oxide ainsi combiné avec la potasse devient plus fixe; il ne se volatilise pas au feu.

En faisant détonner le sulfure de *molybdène* avec du nitre, on a un résidu soluble dans l'eau; cette dissolution laisse précipiter, par l'addition d'un acide, une masse cristalline qu'on prenoit autrefois pour de l'acide molybdique et qui n'est autre chose qu'une combinaison triple composée d'acide molybdique, de potasse et de l'acide qu'on a ajouté.

Les prussiates alcalins forment, dans la dissolution aqueuse, un précipité d'un brun rougeâtre, et la teinture de noix de galle y forme un précipité d'un brun noirâtre; par l'addition de l'acide muriatique et d'une lame d'étain, la liqueur devient bleue et laisse déposer des flocons de la même couleur.

Le molybdate d'ammoniaque donne, par l'évaporation, un magma pulvérulent. Chauffé fortement, une partie d'ammoniaque se dégage, une autre se décompose et désoxide en partie le *molybdène*. Il a une couleur d'un gris cendré.

Lorsqu'on fait passer dans du molybdate d'ammoniaque du gaz hydrogène sulfuré, il se forme un composé triple, soluble dans l'eau, qui se décompose par la chaleur et qui laisse un résidu analogue au sulfure de *molybdène* naturel.

L'oxide blanc de *molybdène* se combine avec l'alumine, la chaux, la barite, la strontiane et la magnésie, et forme des composés plus ou moins solubles dans l'eau. *Voyez* Heyer, dans les Annales de Crell, t. 2, p. 128.

Richter a surtout examiné les molybdates métalliques. La combinaison de l'oxide de *molybdène* avec l'antimoine donne une masse blanche insoluble dans l'eau.

Le molybdate de plomb est un composé peu soluble dans l'eau; il se trouve naturellement dans le plomb jaune. Sa couleur est plus ou moins jaune; il cristallise en tables à 4 ou à 8 faces, rarement en cubes ou en octaèdres. D'après Klaproth, on peut obtenir l'oxide de *molybdène* de ce minérai en le faisant digérer dans l'acide muriatique et versant dessus beaucoup d'eau. On concentre la liqueur filtrée pour en séparer le muriate de plomb. On

traite l'eau-mère qui a pris une couleur bleue, par l'acide nitrique. Après l'évaporation il reste l'oxide jaune de *molybdène*.

Le molybdate de fer se prépare en versant du molybdate de potasse dans du sulfate de fer.

L'oxide de cuivre donne avec l'oxide de *molybdène*, une dissolution d'un gris bleuâtre.

Les dissolutions suivantes ne sont pas précipitées par l'acide molybdique, mais bien par le molybdate de potasse.

Dans le muriate d'or, il forme un précipité de la couleur de l'orpiment, soluble dans l'acide muriatique et nitrique ; dans la dissolution de cobalt, un précipité rose, décomposable par les acides ; dans le muriate de manganèse, un précipité blanc brunâtre, soluble dans 40 à 50 parties d'eau et décomposable par les acides ; dans le muriate de nickel, un précipité vert-pomme, soluble dans les acides ; dans le muriate de platine, un précipité rouge soluble dans 80 à 100 parties d'eau ; dans la dissolution de mercure, un précipité blanc ; dans la dissolution d'argent, un précipité blanc verdâtre ; dans celle d'urane, un précipité jaunâtre ; dans les nitrates de bismuth et de zinc, un précipité blanc ; dans le muriate d'étain, un précipité bleu.

L'oxide blanc de *molybdène* est composé, d'après Bucholz, de 32 à 33 d'oxigène et de 67 à 68 de métal. Richter donne des proportions bien différentes : oxigène 7,9, métal 92,1.

Quoique Schéele regarde l'oxide de *molybdène*, comme un acide, Klaproth le considère comme un oxide qui, étant parfaitement saturé d'oxigène, a une couleur jaune. C'est en se combinant avec plusieurs bases salifiables, qu'il joue le rôle d'un acide; il se combine aussi avec les acides, comme les métaux oxidés. Il existe d'autres oxides métalliques, qui se combinent avec les bases salifiables, malgré qu'ils n'aient aucun caractère acide.

La nature nous offre la combinaison du soufre avec le *molybdène*. Le sulfure de *molybdène* est d'un gris clair et d'un éclat métallique.

Il est ordinairement en masse et disséminé, rarement en pyramides doubles à 6 faces. Sa texture est en lames flexibles. Il est tendre, gras au toucher, et tache un peu.

Frotté contre la porcelaine, il laisse une tache verdâtre. Sa pesanteur spécifique est de 4,740. Il est composé, d'après Klaproth et Bucholz, de *molybdène* métal 0,60, et de soufre 0,40.

A une foible chaleur, il ne perd rien de son poids et de son éclat; à un feu violent, à l'aide du contact de l'air, il commence à fumer, entre ensuite en fusion : le soufre brûle, et il se forme à la surface une couche jaune de sulfite de *molybdene.*

Au chalumeau, le sulfure de *molybdène* s'évapore et devient bleu.

Distillé dans une cornue, il passe dans le récipient quelques gouttes d'acide sulfureux, et il se sublime dans le col de la cornue une poussière blanche.

La potasse qu'on fait rougir avec le sulfure de *molybdene* lui enlève une partie de soufre.

Les acides nitrique et nitro-muriatique qu'on fait bouillir avec le sulfure de *molybdene*, forment de l'acide sulfurique et de l'oxide blanc de *molybdene.*

Schéele fit chauffer dans une cornue 1 partie de *molybdène* métal avec 3 parties de soufre; il resta dans la cornue une poudre noire qui avoit toutes les propriétés du sulfure de *molybdène* naturel.

Si l'on fait bouillir de l'acide sulfurique concentré avec le *molybdène* métal, l'acide se décompose; il se forme de l'acide sulfureux : il reste une liqueur brune jaunâtre qui devient verte, et d'où se précipite de l'oxide de *molybdène* en poudre bleue.

L'acide nitrique agit sur le *molybdène* même à froid. Vingt grains de métal pulvérisé, projetés dans 1 gros d'acide nitrique fumant, laissent dégager beaucoup de gaz nitreux. A l'aide de la chaleur, la liqueur devient d'un rouge pâle, et il se forme de l'oxide blanc. L'ammoniaque précipite de la liqueur surnageante, une poudre floconneuse rougeâtre, parsemée de petits cristaux plus solubles dans l'eau que l'acide molybdique. Bucholz n'a pas indiqué la nature de ce précipité.

L'acide muriatique n'a aucune action sur le *molybdène.* Lorsqu'on met en contact du *molybdène* avec de l'acide

muriatique oxigéné liquide, cet acide perd son odeur, et la liqueur acquiert une couleur bleue.

L'acide arsenique dissous dans son poids d'eau, et bouilli avec le *molybdène*, acquiert, par l'addition de l'eau, une belle couleur bleue.

L'acide phosphorique n'a qu'une très-foible action sur le *molybdène*. Si on le fait bouillir long-temps et qu'on évapore jusqu'à siccité, en faisant dissoudre ensuite le résidu dans l'eau, la liqueur tient un peu de *molybdène* en dissolution.

Les acides boracique, succinique, tartarique, citrique et acétique, bouillis avec le *molybdène*, se colorent les uns en bleu, les autres en vert et en jaune.

Il résulte toutefois que quand le *molybdène* se dissout dans les acides, il leur enlève une partie d'oxigène; alors l'oxide de *molybdène* est bleu ou brun, selon le degré d'oxidation.

Hielm a essayé à combiner le *molybdène* avec d'autres métaux. Deux parties de plomb rougi dans un creuset, avec 1 partie de *molybdène* et un peu de poussière de charbou, se sont fondus en une masse noire fragile. Cette matière, fondue une seconde fois avec 8 parties de plomb, donna uue masse dure, un peu ductile, et plus blanche que le plomb.

Deux parties d'or et 1 partie de *molybdène* se fondent en une masse noire fragile. L'acide nitrique en sépare l'or, et convertit le *molybdene* eu oxide blanc.

Le cobalt et le *molybdène* fondus à parties égales, donnent un alliage gris, fragile, qui se dissout entièrement dans l'acide nitrique bouillant. Le *molybdène* se précipite par le refroidissement à l'état d'oxide blanc.

Le cuivre avec le *molybdène* présente un alliage plus pâle que le cuivre; cette combinaison est encore un peu ductile.

L'alliage de nickel avec le *molybdène* est d'un gris clair, d'une cassure grenue, infusible, et inaltérable à l'aimant.

L'alliage de platine avec le *molybdène* est poreux, d'une cassure grenue, dur, fragile, et d'un gris bleuâtre.

L'argent s'allie au *molybdène* en une masse grise, fragile.

L'étain et le *molybdène* forment un alliage mou, noir et fragile.

Le bismuth, le plomb, le zinc et l'antimoine ne se combinent pas avec le *molybdène*, en raison de leur volatilité.

On a employé le *molybdène* en peinture; on en fait une couleur bleue, dont on doit le procédé à Ilsemann.

On fait bouillir 1 once de sulfure de *molybdène* pulvérisé et suffisamment calciné avec 16 onces d'eau, jusqu'à $\frac{1}{3}$ de volume du liquide. On filtre, et on en verse une demi-once dans un petit verre contenant 10 grains de limaille d'étain pur; on y ajoute 4 gouttes d'acide muriatique, et on laisse le tout en repos. Il se forme sur-le-champ une belle couleur foncée. Au bout de quelques jours, on trouve une matière bleue déposée.

Si, au lieu d'étain, on emploie l'or ou le platine, la couleur bleue ne se forme pas; mais l'argent en feuille donne un très-beau bleu, et l'argent perd son éclat métallique. Le mercure, le plomb, le nickel et l'arsenic donnent un beau bleu; le bismuth et le zinc, un bleu foible; le fer, un bleu d'acier; le cobalt et l'antimoine, un bleu foncé.

Le carmin bleu de Richter se prépare de la manière suivante. On sature une dissolution d'oxide blanc de *molybdène* avec la chaux, et on y ajoute 7 parties d'eau distillée. On y verse une dissolution nouvellement faite de muriate d'étain, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité bleu; on le délaie ensuite dans beaucoup d'eau. Le précipité, suffisamment lavé et desséché, donne le carmin bleu de Richter. (*Voyez* ses Nouveaux Objets en Chimie, nº 2, p. 97.)

Voyez les Mémoires de Schéele, Hielm, Ilsemann, Heyer et Bucholz, dans les Annales de Crell.

MORDANT. *Voyez* Teinture.

MUCILAGE. *Voyez* Gomme.

MUCITES. *Voyez* Acide muqueux.

MUCUS ANIMAL. Mucus. *Thierischer Schleim.*

L'expression du mot *mucus* étoit très-vague en chimie, et signifioit souvent des objets qui n'avoient aucune ressemblance avec le *mucus*.

Parmi les chimistes, Hatchett a le mieux défini le *mucus*. En traitant les membranes par l'eau bouillante, il obtint différentes espèces de gélatine. Par l'évaporation, il remarqua plusieurs nuances dans la viscosité.

Les substances animales qui donnent la gelée la plus solide sont surtout propres à la préparation de la colle. L'action de l'eau sur ces substances varie beaucoup, et dépend de la solidité que la gelatine est susceptible de prendre. Celles qui fournissent la gelée la plus solide sont plus difficilement solubles dans l'eau que celles qui donnent une solution éteudue. Certaines espèces de gélatine donnent une dissolution de peu de consistance; d'autres, malgré leurs propriétés avec la gélatine, ne se prennent pas en gelée.

Hatchett applique le mot *mucus* d'après cette dernière espèce. Ses propriétés sont :

D'être soluble dans l'eau froide;

Insoluble dans l'alcool;

Non coagulable par la chaleur, et ne formant pas de gelée;

Il est précipité par le tannin et par le muriate d'étain.

Le *mucus* le mieux caractérisé que trouva Hatchett est celui qu'il a retiré du *corallina officinalis*.

SUPPLÉMENT A L'ARTICLE *MUCUS*.

On trouve dans le tome 67 des Annales de Chimie l'extrait d'un mémoire de Fourcroy et Vauquelin sur le *mucus animal*, par Laugier.

D'après leurs expériences, le *mucus* a sa source dans les membranes muqueuses. Il tapisse toutes les cavités du corps qui s'ouvrent au-dehors, et qui pénètrent dans l'intérieur.

Il se trouve à la surface de la peau; il s'écoule naturellement par les pores vasculaires situées dans les sillons de l'épiderme. Il s'évapore, s'épaissit et se dessèche en

petites écailles. Il fait partie intégrante de la transpiration et de la sueur.

Le *mucus animal* est un liquide blanc, filant et visqueux, onctueux sous les doigts, mousseux par l'agitation, se soulevant par la chaleur; il s'évapore, sans donner de pellicules ni de coagulum, en une masse homogène demi-transparente et cassante.

Il se fond sur des charbons ardents, se boursouffle, et brûle avec l'odeur de la corne; se dessèche en plaques à l'air, n'offrant aucun signe d'élasticité dans son état épais; conservant la forme qu'il a reçue, sans se retirer sur lui-même; soluble lentement dans l'eau, lorsqu'il est encore liquide; se gonflant et se ramollissant dans l'eau chaude, sans s'y dissoudre, lorsqu'on l'y tient plongé dans l'état sec. A la distillation, il donne de l'ammoniaque et une huile fétide.

Un caractère essentiel du *mucus* est sa solubilité dans les acides, ou dans l'eau aiguisée d'une petite quantité d'acide. De-là s'explique l'action rapide du suc de citron ou du vinaigre sur l'humeur de la bouche et de la gorge. Les acides enlèvent le *mucus* de la bouche et des intestins.

MUCUS NASAL. Mucus nasalis. *Nasenschleim.*

Le *mucus nasal*, élaboré par les glandes de la membrane pituitaire qui tapisse les cavités du nez, se répand en partie à l'extérieur par les narines, soit en gouttes, soit en masses glaireuses; une autre portion s'épanche dans la cavité de la bouche, près de la glotte: cette dernière est rejetée par la sputation. La liqueur lacrymale se mêle au *mucus* et le délaie. MM. Fourcroy et Vauquelin ont analysé le *mucus nasal*. Ils recueillirent celui qui s'écoule spontanément du nez d'individus enrhumés, et, pour augmenter leur provision, ils produisirent un rhume artificiel à l'aide de l'acide muriatique oxigéné gazeux. M. Vauquelin, qui est très-sensible à l'action de l'acide muriatique oxigéné, en rendoit deux onces dans l'espace d'une heure.

Le *mucus nasal* est spécifiquement plus pesant que l'eau; il s'attache à la plupart des corps, même aux plus

lisses. En sortant du nez, c'est une liqueur limpide, inodore, un peu visqueuse, d'un goût salé, qui irrite la peau dans les parties où elle est très-délicate, et qui verdit le papier de mauve. Exposé à l'air sec et chaud, sa viscosité augmente au point qu'il file, et quelquefois il perd de sa transparence et se colore un peu. Evaporant le *mucus nasal* jusqu'à siccité, on obtient un résidu dans lequel on distingue du muriate de soude, de la soude carbonatée, de la chaux phosphatée, et de la soude phosphatée; cependant le muriate de soude et la soude carbonatée dominent.

Indépendamment des substances que nous venons de nommer, l'on trouve dans le *mucus nasal* une substance animale qu'il faut bien se garder de confondre avec l'albumine; cette substance se coagule en absorbant l'oxigène de l'air atmosphérique et de l'acide muriatique oxigéné. Par cette absorption, elle devient opaque, et passe au jaune ou au vert. Lorsqu'on l'échauffe elle se boursouffle, et finit par ne laisser que très-peu de résidu sur les charbons ardents.

Comme la respiration se fait en partie par le nez, le *mucus nasal* est continuellement en contact avec l'air; et c'est là l'une des raisons pourquoi il est plus visqueux que la liqueur lacrymale. Le carbonate de soude que l'on y trouve doit probablement son existence à l'acide carbonique de l'air expiré des poumons. C'est à raison de cet acide carbonique fixé, que le *mucus nasal* trouble l'eau de strontiane et celle de barite. La température élevée qui a lieu dans les cavités du nez, surtout d'un individu enrhumé, contribue encore à l'épaississement du *mucus nasal*. En s'épaississant à l'air, il prend souvent une contexture feuilletée, et il contracte même un brillant qui approche de celui du mica. Séché en couches extrêmement minces, il imite les traces que laissent les escargots sur les objets où ils ont passé.

Exposé à l'air, le *mucus nasal* n'entre proprement pas en putréfaction; on seroit tenté de le regarder comme inaltérable, puisque même dans l'eau et à une température élevée, il ne répand aucune mauvaise odeur; cependant,



il ne garantit point de la corruption d'autres substances que l'on y plonge.

Le *mucus nasal* est insoluble dans l'eau, et ce n'est qu'en l'agitant long-temps, qu'on parvient à le délayer. La chaleur ne l'y rend ni plus soluble ni plus miscible; au premier coup d'œil, il paroît à la vérité se diviser dans l'eau bouillante, mais il s'en sépare par le refroidissement. Cette insolubilité est probablement due à l'oxigène. Les huiles triturées avec le *mucus nasal*, n'en deviennent pas plus solubles dans l'eau, et ne forment pas avec lui d'émulsion, comme avec le mucilage végétal. En faisant bouillir le *mucus nasal* avec l'eau, on peut lui enlever les sels qu'il contient, sans altérer la principale substance qui le constitue.

Si l'on traite le *mucus nasal* avec de petites quantités d'acides concentrés, il s'épaissit; en ajoutant plus d'acide, il se dissout et se colore de différentes manières. L'acide sulfurique lui donne une couleur purpurine, et le rend très-liquide; pendant l'action de cet acide, il se forme quelques flocons qui se déposent. L'acide nitrique un peu fort le dissout, cette dissolution est jaune. L'acide muriatique est de tous les acides celui qui le dissout le plus facilement; il le colore en violet. Les alcalis fixes caustiques le décomposent, il se forme de l'ammoniaque qui se dégage, et le restant de la substance le dissout. Les sels à base terreuse, ne l'altèrent ni ne le dissolvent.

Les maladies modifient de différentes manières le *mucus nasal*: dans quelques-unes, il s'épaissit et devient d'un jaune plus ou moins foncé; dans d'autres, il prend une couleur verte, qu'il communique à la toile. Quelquefois, il produit une sensation qui pourroit faire supposer la présence du cuivre; dans d'autres cas, il exhale une odeur fade ou même infecte.

Dans quelques maladies, le *mucus nasal* devient si corrosif qu'il produit des excoriations; dans d'autres, il est limpide comme l'eau; dans quelques-unes, il a la consistance de l'huile; dans plusieurs, il s'épaissit. Ces variétés du *mucus nasal* dans l'état de maladie, n'ont point encore été analysées par les chimistes.

MM. Fourcroy et Vauquelin ont donné une attention

particulière au changement que l'acide muriatique oxigéné produit dans le *mucus nasal*. Dès que cet acide pénètre dans le nez, il produit une contraction qui fait éternuer, et il s'écoule par les narines une liqueur limpide. La contraction et la rancidité de la membrane pituitaire et de la trachée-artère, durent long-temps. Le premier écoulement passé, l'on est obstrué du nez. L'odorat et le goût sont altérés, l'on sent dans le nez et la trachée-artère, une masse sèche et dure comme du parchemin; une chaleur brûlante se communique jusque dans la poitrine, la fièvre se déclare; l'on a des maux de tête, et la marche des idées est gênée.

Enfin, on jette par le nez et par la bouche des masses grumeleuses, blanches ou jaunes; ces déjections continuent pendant plusieurs heures, et soulagent; enfin, le mal diminue peu à peu, jusqu'à disparoître. Cette maladie causée par l'acide muriatique oxigéné, a manifestement la plus grande ressemblance avec le rhume.

Voyez Annales de Chimie, t. 10, p. 113 et suiv.; *Fourcroy*, Système des Connoissances chimiques, t. 9, p. 312 et suiv.

MURIATES. La combinaison de l'acide muriatique avec les bases salifiables, présente des sels qui ont les propriétés suivantes:

Lorsqu'on les chauffe, ils se fondent et se volatilisent en partie sans se décomposer en totalité. Les premières portions qui se subliment, contiennent un excès d'acide.

Les corps combustibles n'ont aucune action sur eux.

Ils sont tous solubles dans l'eau. La plupart d'entre eux élèvent la température de l'eau au-dessus du degré bouillant.

Ils font effervescence avec l'acide sulfurique, et laissent dégager des vapeurs blanches, âcres, qui sont de l'acide muriatique.

Chauffés avec l'acide nitrique, on remarque l'odeur de l'acide muriatique oxigéné.

Pour arriver au point de neutralisation, 100 parties

	acide muriatique.
de barite exigent, selon Berthollet,	43,68
de potasse.	61,50
de soude	88,00
de chaux	134,28
de magnésie	173,69
d'ammoniaque	213,00

MURIATES ALCALINS.

Muriate d'ammoniaque. Salmiac, Ammonium muriaticum, Sal ammoniacum. *Salmiak.*

Le *muriate d'ammoniaque* a les propriétés suivantes :

Il a une saveur âcre, piquante, urineuse, accompagnée d'une sensation de froid. A une température de 60 degrés Fahr., il faut à peu près 3 parties d'eau (2,727) pour en dissoudre une. Il se dissout dans son poids d'eau bouillante.

Le *muriate d'ammoniaque* est ordinairement en pains durs, élastiques. On l'obtient cristallisé par sa dissolution dans l'eau, et une evaporation lente. La forme primitive est, selon Haüy, l'octaèdre, et la molécule intégrante est le tétraèdre. Les cristaux sont souvent en forme de plume; dans ce cas, les cristaux séparés sont des pyramides à 6 faces. Dans la concavité des pains de *muriate d'ammoniaque* du commerce, on trouve souvent des cubes très-prononcés. Sa pesanteur spécifique est, selon Kirwan, de 1,420.

Il est inaltérable à l'air; le calorique le volatilise en totalité; il ne décrépite pas sur des charbons ardents; il se sublime sans se décomposer dans des vaisseaux clos.

A une chaleur douce, on obtient un sublimé léger, qu'on appelle *fleurs.*

A une température plus élevée, il se sublime en masse transparente, d'un tissu cristallin. Dans cet état, il est tenace et se laisse aplatir sous le marteau.

Lorsqu'on le sublime avec des feuilles d'or, on trouve dans le col de la cornue une substance de couleur d'amé-

thiste qui, dissoute dans l'eau, lui donne une couleur pourpre. Il paroît que ce sel a la propriété d'oxider l'or. Voyez *Storr* dans les nouvelles Découvertes de Crell, t. 2, p. 41.

Le *muriate d'ammoniaque* est composé, d'après Kirwan, de

Acide muriatique . .	42,75
Ammoniaque	25,00
Eau	32,25
	100,00

D'après Bucholz, le *muriate d'ammoniaque* contient 0,31 d'acide muriatique, 0,69 d'ammoniaque et d'eau. Selon Rose, 100 parties de *muriate d'ammoniaque* rougi contiennent 47,34 d'acide muriatique.

Les alcalis et les terres alcalines décomposent le *muriate d'ammoniaque* par la voie humide et par la voie sèche. Les carbonates terreux ne le décomposent qu'à l'aide de la chaleur.

Lorsqu'on triture 3 parties de potasse carbonatée avec 1 partie de *muriate d'ammoniaque*, il se manifeste sur-le-champ une odeur très-forte d'ammoniaque. Conservé dans des flacons de cristal, ce mélange porte le nom de *sel volatil d'Angleterre.*

Les acides phosphorique, oxalique, sulfurique et nitrique, décomposent le *muriate d'ammoniaque*. Avec le dernier il se forme de l'acide nitro-muriatique. Quant à sa combinaison avec les métaux, *voyez* les articles Cuivre, Fer, etc.

Ce sel étoit connu des anciens; on en a trouvé une quantité considérable en Afrique, près du temple de Jupiter Ammon.

On le trouve aussi, plus ou moins pur, près des volcans. Depuis long-temps on le prépare en Egypte.

Ce n'est que depuis le commencement du dix-huitième siècle qu'on a des idées nettes sur l'extraction et sur les parties constituantes de ce sel. Tournefort paroît avoir été le premier qui connût sa composition. En 1716, Geoffroy le jeune lut un mémoire à l'Académie des Sciences dans lequel il annonça que le sel étoit préparé en Egypte par sublimation. Ce mémoire éprouva tant d'opposition de la part de Lemery et d'Homberg, qu'il ne fut pas imprimé.

Trois ans après, Lemaire, cousul au Caire, écrivit que le *muriate d'ammoniaque* étoit le produit de la distillation de la suie provenant de la combustion de la fiente des animaux qui se nourrisseut de plantes salines.

Geoffroy fit voir ensuite comment on pouvoit composer le sel de toute espèce, etc.

Hasselquist a décrit en détail le procédé suivi eu Egypte. La fiente provient des auimaux qui mangent abondamment les plantes salines, comme le *salicornia*, *chenopodium*, *mesembryanthemum*.

Pendant quatre mois de l'année, des habitants sont occupés à ramasser les excréments; quand ils n'out pas assez de consistance, ils y ajouteut de la paille, et les appliquent aiusi contre le mur, au soleil, pour les dessécher. Cette matière sert ensuite de combustible à la basse classe. On recueille la suie avec soin, et on la veud aux fabricants de sel ammoniac.

Le fourneau qui sert à la sublimation, est une espèce de galère munie d'une voûte; il y a cinq ouvertures de 10 pouces de diamètre. On met dans chaque ouverture un matras de 10 à 12 pouces de diamètre, muni d'un col d'un pouce de loug. On y introduit la suie et on chauffe. On lute les matras avec une matière marécageuse qui provient du Nil.

On chauffe le fourneau avec du fumier sec et on entretient le feu pendant 3 jours. Lorsque les matras commencent à s'échauffer, on aperçoit une flamme bleue ou violette. La sublimation commencée, on fait passer de temps en temps un fil de fer dans le col du matras pour empêcher qu'il s'obstrue. Vingt-six livres de suie donuent ordinairement 6 livres de sel ammoniac.

Chaptal en sublimant de la suie provenant d'excréments de bœufs et de chevaux sauvages (des plaines de Camarque et des bords marécageux de la Méditerranée), obtint du *muriate d'ammoniaque*, seulement dans l'hiver. Dans cette saison, les animaux sont contraints à manger des plantes salines, tandis qu'ils préfèrent des plantes douces dans l'été. (Chimie appliquée aux Arts, t. 4, p. 173.)

On ne connoissoit autrefois d'autre sel ammoniac, en Europe, que celui d'Egypte.

Baumé est le premier qui ait fabriqué du sel ammoniac; il s'est établi depuis un grand nombre de fabriques de ce sel.

Voici le procédé usité dans les différentes fabriques :

En Hollande et dans le pays de Liége, on prépare le *muriate d'ammoniaque* par la combustion d'un mélange de charbon de terre, de suie, d'argile et de sel marin. On prend en volume 25 parties de charbon de terre, 5 parties de suie, 2 parties d'argile; on en fait une pâte avec une dissolution concentrée de sel marin. On fait avec cette pâte des briques ovales de 6 pouces de long, de 3 pouces 8 lignes de large, et de 2 lignes d'épaisseur. On brûle à la fois 15 à 18 mille de ces briques, qu'on sépare par des couches d'os, dans un fourneau d'où sort la fumée par une ouverture de 2 pouces de diamètre. Cette fumée passe dans une chambre de 12 pouces de long sur 3 pouces de large; elle s'y condense en partie. La fumée qui ne s'y dépose pas en suie, passe dans un canal long pour s'y condenser.

On entretient ces fourneaux 4 à 6 mois en activité. La suie qui s'est déposée sur les parois latérales de la chambre, est légère et riche en sel. Celle du fond est pauvre et grasse; cette dernière exige plusieurs sublimations.

On opère cette sublimation dans des cuines de terre de 18 pouces de haut et de 15 pouces d'épaisseur. On y met 14 à 15 livres de suie. L'opération dure 48 heures; chaque vaisseau donne 5 à 6 livres de *muriate d'ammoniaque*. On peut obtenir de chaque fourneau 800 livres de sel ammoniac par an.

D'après Chaptal, il seroit plus avantageux de mêler aux matériaux à sublimer des substances animales, comme du sang, de l'urine.

Baumé, dans sa fabrique, distilloit des substances animales. Il décomposoit le carbonate d'ammoniaque qu'il obtenoit, par le *muriate* de magnésie contenu dans les eaux-mères du sel marin, et il faisoit évaporer la liqueur surnageante qui contenoit le *muriate d'ammoniaque*. Il sublimoit ensuite le résidu pour le séparer des sels fixes.

A Saint-Denis près Paris, Leblanc et Dizé ont préparé le *muriate d'ammoniaque* en réunissant dans une chambre

de plomb, des vapeurs d'acide muriatique avec l'ammoniaque. Ils obtinrent l'ammoniaque de la distillation des matières animales, et l'acide muriatique de la décomposition du sel marin, à l'aide de l'acide sulfurique.

On emploie aujourd'hui le procédé suivant :

On distille dans des cylindres de fer des os et des chiffons de laine. Les produits de la distillation se condensent dans une suite de vaisseaux de fer qu'on plonge dans l'eau pour les refroidir, et qui correspondent à un réservoir, pour recueillir les produits qui consistent en une huile animale et en carbonate d'ammoniaque liquide.

Après avoir enlevé l'huile surnageante, on filtre le carbonate d'ammoniaque à travers une couche de sulfate de chaux calcinée, placée sur une toile. Il passe du sulfate d'ammoniaque, et il reste sur le filtre du carbonate de chaux. On répète la filtration trois fois pour opérer entièrement la décomposition du carbonate d'ammoniaque.

On fait bouillir le sulfate d'ammoniaque dans une chaudière, avec du *muriate* de soude. On sépare, par l'évaporation, le sulfate de soude, et on fait sublimer le résidu.

Les deux premières fabriques dans lesquelles on suit ce procédé, ont été établies en France par Pluvinet et Bourlier.

En Allemagne, on fabrique le *muriate d'ammoniaque* de la manière suivante :

On distille de l'urine, et on ajoute au produit du sulfate de fer.

On concentre la lessive qui contient du sulfate d'ammoniaque, et on la fait bouillir avec une quantité de sel marin. Il s'opère une décomposition par l'affinité double, il se forme du *muriate d'ammoniaque* et du sulfate de soude ; on fait cristalliser ce dernier sel, et on sublime le résidu.

Dans la préparation du *muriate d'ammoniaque* par la voie humide, il est essentiel d'employer des chaudières d'étain pur ; le plomb se combineroit avec le *muriate d'ammoniaque*.

On donne au *muriate* la forme d'un cône en versant la liqueur concentrée dans un moule d'argile vernissé, muni à l'extrémité d'un cône et d'un robinet qu'on ouvre après le refroidissement, pour laisser couler l'eau-mère.

La fabrique la plus ancienne en Allemagne, est celle des frères Gravenhorst, à Brunswick.

Il y a deux espèces de *muriate d'ammoniaque* dans le commerce, le gris et le blanc. Le premier contient encore des parties huileuses carbonées; celui d'Egypte en contient toujours, tandis que le sel ammoniac de l'Europe est ordinairement blanc. On peut le rendre blanc par une seconde sublimation, comme on peut noircir le blanc en le sublimant avec une addition de suie.

On emploie le sel ammoniac gris de préférence pour l'étamage et pour la purification des métaux. Dans ce cas, les parties huileuses carbonées ont l'avantage d'empêcher l'oxidation des métaux. Pour l'art de la teinture, le *muriate d'ammoniaque* doit être très-pur; l'huile combinée influeroit sur la beauté des couleurs.

On emploie aussi le *muriate d'ammoniaque* dans certaines fabriques de tabac, pour donner au tabac des propriétés excitatives.

Muriate de potasse. L'acide muriatique se combine facilement avec la potasse; par l'évaporation spontanée on obtient des cubes et quelquefois des prismes à 4 faces.

Ce sel a une saveur amère agréable; sa pesanteur spécifique est de 1,836. A la température moyenne il se dissout dans 3 parties d'eau; il n'exige que 2 parties d'eau bouillante.

Il est inaltérable à l'air. Au feu il décrépite et perd son eau de cristallisation. A une chaleur violente il fond, sans perdre son acide; ensuite il se volatilise. Par le moyen de la silice et de l'alumine, on peut en dégager l'acide muriatique en partie; mais on ne parvient pas à décomposer le sel en totalité.

Pour les sels qui décomposent le *muriate de potasse* par l'affinité double, *voyez* Système des Connoissances chimiques de Fourcroy, t. 4, p. 217.

Le *muriate de potasse* cristallisé, est composé, d'après

	Bergmann,	Kirwan,
De potasse	61	66
Acide muriatique . .	31	28
Eau.	8	8
	100	100

Le *muriate de potasse*, privé d'eau, contient, d'après

	Kirwan,	Rose,	Berthollet,
Acide muriatique.	36	33,97	38,5
Potasse	64	66,03	61,5
	100	100	100

	Bucholz,	Wenzel,
Acide muriatique.	32,2	35,26
Potasse	67,8	64,74
	100	100

On trouve ce sel dans plusieurs sucs de végétaux et dans les cendres. On le trouve aussi dans l'urine, dans l'eau de la mer; selon Monnet, dans quelques marais et dans plusieurs eaux minérales de France. On appeloit ce sel autrefois *sel digestif de Sylvius*.

Muriate de soude. *Voyez* Sel marin.

MURIATES TERREUX.

Muriate d'alumine. L'alumine se dissout facilement dans l'acide muriatique. Par l'évaporation, on obtient une matière d'un aspect gommeux, ou une poudre blanche; il n'est presque pas possible de l'avoir cristallisé.

Le *muriate d'alumine* a une saveur astringente, attire l'humidité de l'air, est très-soluble dans l'eau. L'alcool bouillant en dissout 1,50 de son poids.

Il rougit constamment la teinture de tournesol. A la chaleur rouge, l'acide se volatilise.

Les 3 alcalis et la magnésie lui enlèvent l'acide; la zircone ne le décompose pas.

Ce sel contient, d'après Bucholz,

Alumine	30
Acide muriatique .	19
Eau	51
	100

Muriate de barite. On prépare très-facilement ce sel,

en faisant dissoudre le carbonate de barite dans l'acide muriatique ; mais le carbonate de barite n'étant pas très-commun, on peut aussi préparer ce *muriate*, en faisant rougir le sulfate de barite avec du charbon, et en dissolvant le résidu dans l'acide muriatique.

Selon Driessen, on peut préparer ce sel avec le sulfate de barite et le *muriate* de chaux ; à cet effet, on fait fondre dans un creuset, par exemple, ces deux sels, et on pulvérise la masse fondue. On la lessive avec 3 parties d'eau distillée, et on filtre ; on fait évaporer jusqu'à pellicule ; le *muriate de barite* cristallise, et il reste du *muriate* de chaux dans l'eau-mère. Trommsdorff a obtenu de 4 livres de sulfate de barite, 3 livres 12 onces de *muriate de barite* (1).

Si le sel contient du fer, on le fait rougir ; on dissout ensuite, on filtre et on fait cristalliser.

La forme primitive du *muriate de barite* est, d'après Haüy, le prisme tétraèdre. Les molécules intégrantes ont la même forme. Il cristallise ordinairement en lames.

Il a une saveur âcre, amère, est inaltérable à l'air. A une température de 60° Fahr. (15° cent.), il se dissout dans 5 parties d'eau. L'eau bouillante en dissout une quantité bien plus grande. Sa pesanteur spécifique est 2,8257.

Il décrépite au feu et perd son eau de cristallisation. A une très-haute température, il fond et perd une petite quantité de son acide.

La potasse, la soude, ni l'eau de chaux, ne décomposent le *muriate de barite* ; l'eau de barite décompose plutôt les *muriates* de ces bases (2).

Le *muriate de barite* est composé, selon

	Kirwan,	Bucholz,	Rose,
D'acide muriatique.	20	20,788	20,3
Barite.	64	63,212	63,2
Eau.	16	16,000	16,5
	100	100	100

(1) L'un de nous a proposé un procédé par lequel on peut obtenir le *muriate de barite* en beaucoup moins de temps et avec moins de combustible. *Voyez* Annales de Chimie, t. 47.

(2) La potasse et la soude, d'après M. Darcet, décomposent le *muriate de barite*. (*Notes des Traducteurs.*)

Lorsque le sel a été rougi, il contient, selon

	Kirwan,	Rose,
Acide muriatique.	23,8	24,31
Barite	76,2	75,69
	100	100

Le *muriate de barite* est un réactif très-sensible pour reconnoître la présence de l'acide sulfurique.

Bergmann et Schéele ont fait voir, les premiers, les propriétés de ce sel, et Crawford l'a employé dans l'art de guérir (1).

Muriate de chaux. On prépare ce sel en décomposant le carbonate de chaux par l'acide muriatique. En faisant évaporer la dissolution jusqu'au point convenable, le *muriate de chaux* cristallise en prismes tétraèdres.

La saveur de ce sel est très-amère; sa pesanteur spécifique est de 1,76.

Il attire puissamment l'humidité de l'air. Les cristaux fondent à une douce chaleur dans leur eau de cristallisation.

Ce sel se dissout dans une partie et demie d'eau froide et dans beaucoup moins d'eau bouillante. Cette grande solubilité dans l'eau chaude rend sa cristallisation difficile. On obtient les cristaux les plus prononcés, en évaporant jusqu'à consistance de sirop, et laissant refroidir lentement.

Le *muriate de chaux* se fond à la chaleur, et perd son eau de cristallisation.

Une chaleur violente lui enlève une petite quantité d'acide. Le *muriate* privé d'une quantité d'acide, a la propriété de luire dans l'obscurité. *Voyez* art. Phosphore.

Les deux alcalis fixes, la potasse et la barite le décomposent. Il contient, selon

	Bergmann,	Kirwan,
Acide muriatique.	31	42
Chaux	44	50
Eau	25	8
	100	100

(1) M. Chaussier en a aussi obtenu quelques succès. *Voyez* le Recueil de la société de médecine de Paris. (*Note des Traducteurs.*)

Kirwan s'est servi d'un sel desséché à la chaleur rouge.

L'orsqu'on fait bouillir le *muriate de chaux* avec une lessive de potasse caustique, la liqueur filtrée et lentement évaporée donne des cristaux peu solubes dans l'eau, et insolubles dans l'alcool. C'est du *muriate de chaux avec excès de base.*

Le *muriate de chaux* se trouve abondamment dans l'eau de la mer et dans plusieurs eaux salines.

Muriate de glucine. La glucine se combine aisément jusqu'à saturation avec l'acide muriatique. Ce sel cristallise, ne s'humecte pas à l'air, se dissout dans l'alcool, et lui communique une saveur sucrée. A la chaleur rouge, l'acide se volatilise. (Vauquelin.)

Muriate de magnésie. Ce sel se trouve dans plusieurs eaux minérales; on le prépare en faisant dissoudre le carbonate de magnésie dans l'acide muriatique.

Le *muriate de magnésie* est si soluble dans l'eau, qu'il est très-difficile de l'obtenir cristallisé. Bergmann fit évaporer la liqueur à une très-haute température, et la fit refroidir promptement; il obtint ainsi de petites aiguilles très-déliquescentes à l'air.

Sans cette précaution, ce sel est en masse d'une apparence gommeuse.

Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 1,601.

Il a une saveur amère, il se dissout dans son poids d'eau et dans 5 parties d'alcool. Une dissolution concentrée prend facilement la consistance gélatineuse.

Ce sel se décompose à une haute température.

Ses parties constituantes sont, d'après

	Bergmann,	Kirwan,	Bucholz,
Magnésie . . .	41	31,07	22
Acide muriatique.	34	34,59	78 acide et eau.
Eau	25	34,34	
	100	100	

Lorsqu'on verse de l'ammoniaque dans du *muriate de*

magnésie, on obtient par l'évaporation un sel triple, le *muriate ammoniaco-magnésien.*

Les cristaux de ce sel sont petits et sans forme régulière. Il a une saveur amère ammoniacale, il se dissout dans 6 parties d'eau froide, est peu altérable à l'air, et la chaleur le décompose.

Il est composé, d'après Fourcroy, de

Muriate d'ammoniaque.	27
de magnésie.	73
	100

Bergmann est le premier qui ait fait mention de ce sel; Fourcroy l'a examiné ensuite. *Voyez* Annal. de Chimie, t. 4, p. 222.

Muriate de strontiane. On obtient ce sel par la décomposition du carbonate et du sulfure de strontiane, par l'acide muriatique (1). L'acide dissout la strontiane, et par une évaporation lente, il cristallise des prismes à 6 faces. Ce sel a une saveur âcre, amère, et une pesanteur spécifique de 1,4402.

A une température de 60 degrés Fahr., 2 parties d'eau peuvent en dissoudre 3 du sel cristallisé. L'eau bouillante en dissout une très-grande quantité; il est aussi soluble dans l'alcool, et donne en brûlant une flamme purpurine.

Les cristaux sont déliquescents à un air humide.

A la chaleur, ils entrent d'abord en fusion aqueuse. Ensuite le sel se décompose à une chaleur violente.

Ses parties constituantes sont, d'après

	Vauquelin,	Kirwan,
Acide muriatique.	23,6	18
Strontiane . . .	36,4	40
Eau	40,0	42
	100	100

(1) L'un de nous a proposé de préparer ce sel par décomposition double, en chauffant le sulfate de strontiane avec le muriate de chaux. *Voyez* Annal. de Chimie, t. 47. (*Note des Traducteurs.*)

Le *muriate* calciné contient, d'après

	KIRWAN,	ROSE,
Acide muriatique.	31	32,15
Strontiane . . .	69	67,85
	100	100

Ce sel a été d'abord examiné par Hope, ensuite par Pelletier et Vauquelin.

MURIATE D'YTTRIA. L'yttria se dissout facilement dans l'acide muriatique; ce sel ne cristallise pas, il prend par l'évaporation un aspect gommeux.

La potasse et la soude le décomposent; la même chose a lieu avec l'ammoniaque et les carbonates alcalins, mais ces derniers en excès redissolvent la terre précipitée.

MURIATE DE ZIRCONE. La zircone nouvellement précipitée, est très-soluble dans l'acide muriatique, tandis que la zircone calcinée ne s'y dissout pas.

La dissolution a une saveur astringente; elle donne par l'évaporation des cristaux aciculaires qui deviennent opaques à l'air. Ce sel est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; il est décomposable par la chaleur.

Lorsque le *muriate de zircone* contient de la silice, il se forme des cristaux cubiques, d'une consistance gélatineuse. Leur volume diminue à l'air, et il se forme des cristaux blancs soyeux en aiguilles.

Le *muriate de zircone* est décomposé par les acides sulfurique, phosphorique, citrique, tartarique, oxalique et muqueux.

L'acide gallique y forme un précipité blanc, c'est un gallate de zircone. Si le *muriate* contient du fer, le précipité est verdâtre; lorsqu'il est desséché, il ressemble à l'encre de la Chine.

Le *muriate de zircone* est décomposé par les carbonates de potasse et d'ammoniaque; le carbonate d'ammoniaque en excès, redissout le précipité.

Une lame d'étain plongée dans une dissolution de *muriate de zircone*, y occasionne une foible effervescence;

le liquide devient laiteux, et prend au bout de quelques jours l'aspect d'une gelée demi-transparente.

L'alumine décompose à l'aide d'une légère chaleur le *muriate de zircone*. L'alumine se dissout, et la liqueur devient gélatineuse, opaque. Le précipité est la zircone pure. (Voyez *Vauquelin*, Annal. de Chimie, t. 22, p. 201.)

MURIATES MÉTALLIQUES.

Muriate d'antimoine. L'acide muriatique à froid n'a presque pas d'action sur l'antimoine; mais, à l'aide de la chaleur, il s'en dissout une petite quantité. La dissolution est jaune, et donne par l'évaporation de petits cristaux aciculaires, qui sont probablement du *muriate d'antimoine au minimum*.

L'oxidule d'antimoine se dissout facilement dans l'acide muriatique. Par l'évaporation, Monnet a obtenu un sel brillant en lames. L'eau en précipite une poudre blanche qui est du *muriate d'antimoine*, avec excès de base. Si en place d'eau on emploie des alcalis, on obtient un oxidule d'antimoine.

Autrefois on appeloit le muriate oxidulé *beurre d'antimoine*.

La Pharmacopée de Berlin donne le procédé suivant: on distille dans une cornue, au bain de sable, un mélange de 2 onces de verre d'antimoine, 6 onces de sel marin décrépité, 4 onces d'acide sulfurique concentré, et 2 onces d'eau.

Ordinairement on prépare ce composé en distillant un mélange de 3 parties d'antimoine avec 8 parties de sublimé corrosif; le mercure se réduit, et le *muriate d'antimoine* passe dans le récipient.

Le beurre d'antimoine, à une basse température, a une consistance épaisse; pour cela, on aide son écoulement au col de la cornue par quelques charbons ardents. Par le refroidissement, Léonhardi a obtenu des cristaux cubiques. Ce sel attire l'humidité de l'air, et se convertit en une liqueur brunâtre.

L'eau, l'alcool et les alcalis le décomposent; le précipité est appelé *poudre d'Algaroth*. *Voyez* art. Antimoine. Les sulfures alcalins en précipitent du kermès.

On peut étendre le *muriate d'antimoine* d'acide muriatique.

L'acide nitrique, mêlé avec le *muriate d'antimoine*, y opère une vive effervescence de gaz nitreux, et la liqueur s'épaissit.

Muriate d'argent. On obtient ce sel en versant de l'acide muriatique, ou un *muriate*, dans une dissolution de nitrate d'argent. Le *muriate* se précipite sous forme de flocons, appelés *argent corné*.

Ce sel se dissout, selon Monnet, dans 3072 parties d'eau; il est soluble dans l'acide muriatique, d'où il se cristallise en octaèdres. L'eau décompose cette dissolution, et le *muriate d'argent* se précipite.

Il noircit à l'air; il perd alors une partie d'oxigène, et l'oxide d'argent se réduit. Il fond à une douce chaleur; par le refroidissement, il présente une masse grise, demi-transparente, flexible comme la corne. D'après Kunkel, on peut en tourner des tabatières.

Lorsqu'on chauffe le *muriate d'argent* fortement dans un creuset, il le pénètre et se perd. Quoique cette vérité soit généralement reconnue, Proust est d'un avis contraire. Il dit : « L'argent corné ne perce pas les creusets, ne les attaque pas, et ne pénètre même pas à leur surface. »

Le *muriate d'argent* est fixe au feu, selon Engstroem, Sage et Proust.

L'ammoniaque dissout le *muriate d'argent*. La dissolution ammoniacale peut rester des années sans que le *muriate* se décompose. A l'aide de la chaleur, on peut le convertir en argent fulminant. Au contact de l'air, la solution se décompose; elle se couvre d'une pellicule noire de *muriate d'argent* et d'argent métallique.

On réduit souvent le *muriate d'argent* pour se procurer l'argent pur. Kunkel a recommandé de faire fondre dans une cornue 1 partie de *muriate d'argent* avec 3 parties de plomb granulé. Il se forme du *muriate* de plomb, qui se trouve au-dessus de l'argent pur. La quantité de plomb est trop grande. Proust enveloppa le *muriate d'argent* fondu dans une lame de plomb du double de son poids; il obtint 0,74 d'argent, au lieu de 0,75.

Sage fait bouillir le *muriate d'argent* avec parties égales de limaille de fer et d'eau. On décante le *muriate* de fer; et après avoir lavé l'argent pulvérulent, on le fait fondre avec un peu de nitre ou avec du borax, pour lui enlever la dernière quantité d'oxide de fer. Proust éprouva par ce moyen une perte de $\frac{1}{400}$.

Selon Bergmann, on fait, avec du *muriate d'argent*, le double de carbonate de soude et un peu d'eau, une boule qu'on fait rougir dans un creuset, que l'on couvre d'une couche de carbonate de soude. Après le refroidissement, on lave l'argent, pour le débarrasser de la scorie alcaline.

Le *muriate d'argent* est composé, d'après

	Proust,	Kirwan,	Rose,
D'acide muriatique.	18	16,54	17,74
Oxide d'argent . .	82	83,46	82,26
	100	100	100

	Bucholz,	Wenzel,
D'acide muriatique.	17,50	18,27
Oxide d'argent (1).	82,50	81,73
	100	100

L'oxide d'argent dans ce sel contient, d'après Rose, 8,62 d'oxigène; selon Bucholz, $9\frac{1}{11}$; et selon Kirwan, 10,8. Le *muriate d'argent* doit contenir, d'après cela, 75,48 d'argent métallique.

Rose a déterminé la quantité d'acide muriatique, en employant le *muriate* de barite avec le nitrate d'argent. *Voyez* Journal de Chimie, t. 3, p. 33; et Proust, Journal de Physique, t. 62.

Muriate d'arsenic. L'acide muriatique à froid agit à peine sur l'arsenic. A l'aide de la chaleur, le métal se dissout, et il se dégage du gaz hydrogène arseniqué. L'acide muriatique bouillant peut dissoudre le tiers de son

(1) Le *muriate d'argent* contient, d'après M. Gay-Lussac, argent 100,00, oxigène 7,60, acide 25,73. *Voyez* Mémoire d'Arcueil, t. 2, p. 168.

poids d'oxide blanc d'arsenic. Par le refroidissement et par l'eau, la plus grande quantité d'oxide se précipite.

Lorsqu'on distille dans une cornue au bain de sable un mélange de 3 parties de sel marin, 1 partie d'oxide blanc d'arsenic et 1 $\frac{1}{2}$ partie de sulfate de fer calciné au rouge, il passe un liquide brun épais, et un liquide jaune moins dense qui reste à la surface. L'un et l'autre sont des combinaisons de l'acide muriatique concentré avec l'oxide d'arsenic. On appelle le liquide épais *beurre d'arsenic*, et le liquide fluide *huile d'arsenic*.

Le beurre d'arsenic exhale des vapeurs blanches à l'air qui sont du gaz muriatique arseniqué. Il attire l'humidité, se trouble et se décompose. L'eau en précipite l'oxide blanc d'arsenic, qui retient un peu d'acide muriatique. Conservé dans un flacon, il se forme des cristaux doxide blanc d'arsenic. L'acide muriatique dissout le beurre d'arsenic en partie.

On obtient également le beurre d'arsenic en distillant l'arsenic métallique avec le double de son poids de sublimé corrosif.

L'huile d'arsenic ne diffère du beurre que par sa consistance plus liquide.

Muriate de bismuth. L'acide muriatique froid n'agit pas sensiblement sur le bismuth. A l'aide de la chaleur, la dissolution a lieu et le *muriate de bismuth* se dépose en petits cristaux oblongs.

Le sel est déliquescent à l'air; il se précipite de la dissolution une poudre blanche par l'eau. Au feu, il perd son acide en partie, et il se sublime un liquide épais qu'on a nommé *beurre de bismuth*.

On obtient le *muriate de bismuth* plus concentré en distillant 2 parties de sublimé corrosif avec 1 partie de bismuth métallique.

L'oxide de bismuth se dissout dans l'acide muriatique concentré.

Muriate de cobalt. L'acide muriatique n'attaque pas le cobalt métallique. L'oxide gris se dissout et présente, selon Proust, une liqueur bleue. Les cristaux bleus conte-

nant très-peu d'eau, deviennent roses à mesure qu'ils attirent l'humidité.

Lorsqu'on projette les cristaux bleus dans l'acide sulfurique, il s'opère un bouillonnement, l'acide muriatique se dégage et il reste une poudre rosée qui est du sulfate de cobalt.

Lorsqu'on traite l'oxide noir de cobalt par l'acide muriatique, il se dégage beaucoup de gaz muriatique oxigéné. La dissolution, d'abord verte, devient bleue à mesure que l'acide muriatique oxigéné se dégage. Une petite quantité d'oxide noir de cobalt rétablit la couleur verte, parce qu'il forme du gaz muriatique oxigéné.

Si l'on verse de l'eau dans la liqueur bleue, l'oxide devient blanc et se convertit en hydrate, tandis que le *muriate* devient rouge.

Quand on distille le *muriate de cobalt* dans une cornue, il se décompose seulement aux parois de la cornue. Il se dégage un mélange de gaz muriatique simple et d'acide muriatique oxigéné, et le verre de la cornue se colore en bleu. Une partie du *muriate* se fond et se sublime en flocons légers. Dans cet état il paroît avoir subi sa condensation; il faut le laisser 12 heures dans l'eau pour parvenir à le dissoudre.

Quant à son usage, *voyez* Encre de sympathie.

Muriate de cuivre. A froid et dans des vaisseaux clos, l'acide muriatique n'agit pas sur le cuivre; mais il l'attaque à l'aide du contact de l'air. Lorsqu'on chauffe le cuivre avec l'acide muriatique, le métal passe au *minimum* d'oxidation, se dissout, et il se dégage du gaz hydrogène.

La dissolution du *muriate de cuivre* est d'un beau vert; elle donne, par la concentration, des parallélipipèdes rectangles, d'un vert de pré.

Ce sel est extraordinairement âcre et caustique. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 1,6775. Il est très-soluble dans l'eau, et attire fortement l'humidité de l'air. L'alcool le dissout, il brûle alors avec une couleur verte. Il cristallise facilement de sa dissolution chaude dans l'alcool. A une chaleur modérée, il fond et se prend en masse après le refroidissement.

Les parties constituantes de ce sel sont, d'après Proust,

Acide muriatique .	24
Cuivre	40
Eau	36
	100

Lorsqu'on le chauffe fortement, le cuivre prend une partie de son oxigène, et il se dégage du gaz muriatique oxigéné.

La potasse en précipite une poudre verte qui est du *muriate de cuivre* avec excès de base; celui-ci contient 0,72 d'oxide brun de cuivre.

Lorsqu'on dissout du cuivre dans l'acide nitro-muriatique, il s'en sépare une poudre verte analogue.

Proust l'a trouvée composée de

Acide muriatique.	12,5
Oxide de cuivre. .	79,0
Eau	8,5
	100

Les acides sulfurique et nitrique ne décomposent pas le *muriate de cuivre* oxidé; mais les alcalis et les terres alcalines en précipitent l'oxide en état de sel avec excès de base, si le sel de cuivre prédomine; et en état d'hydrate si ce sont les alcalis. *Voyez* Proust, Annal. de Chimie, t. 32, p. 47.

Le *muriate* oxidulé de cuivre a été découvert par Proust. Il remarqua qu'en mêlant les sels cuivreux avec du *muriate* d'étain, les premiers perdoient une quantité d'oxigène, qu'il se formoit un sel blanc sur lequel l'acide sulfurique n'agissoit pas, mais qui étoit soluble dans l'acide muriatique. La dissolution du *muriate de cuivre* étoit sans couleur. *Voyez* Annal. de Chimie, t. 28, p. 218.

On prépare ce sel, d'après Chenevix, en traitant dans un vase clos un mélange de 57 d'oxide noir de cuivre, de 50 de cuivre métallique, par l'acide muriatique. La dissolution d'un jaune orangé est le *muriate* oxidulé de cuivre.

On l'obtient aussi en distillant le *muriate* oxidé de

cuivre, ou bien en plongeant une lame de cuivre dans un flacon rempli d'acide muriatique. Les cristaux de *muriate* se déposent sur la lame, et quand on ajoute de l'eau à la dissolution incolore, le *muriate* oxidulé se précipite en poudre blanche.

Ce sel cristallise en tétraèdre. La poudre blanche précipitée laisse, d'après Chenevix, un résidu d'oxide orangé après un long lavage.

Le *muriate* oxidulé attire avidement l'oxigène de l'air, devient vert et passe à l'état de *muriate* oxidé. Le sulfate de fer vert en précipite du cuivre métallique et se convertit en sulfate de fer au *maximum*.

Il se dissout dans l'ammoniaque; la dissolution est sans couleur, mais elle absorbe l'oxigène de l'air et devient bleue.

Ce sel est composé, d'après Proust et Chenevix, de

Acide muriatique . . .	24,75
Cuivre oxidulé . . .	70,25
Eau.	5,00
	100

Muriate d'étain. L'acide muriatique présente, avec l'étain, 2 sels, l'un oxidulé et l'autre oxidé.

On obtient le *muriate* oxidulé en faisant digérer 1 partie d'étain avec 4 parties d'acide muriatique. La dissolution est d'un jaune brunâtre et donne, par l'évaporation, des cristaux aciculaires, qui attirent un peu l'humidité de l'air. La pesanteur spécifique de ce sel est de 2,2932.

Les alcalis en précipitent un oxide blanc d'étain soluble dans un excès d'alcali. Le sulfure hydrogéné d'ammoniaque y forme un précipité gris qui devient noir par la dissolution; il donne de l'ammoniaque et de l'or musif à la dissolution. Le sulfure hydrogéné de potasse y forme un précipité jaune; lorsqu'on le distille, il passe de l'acide sulfureux et du soufre; il reste de l'or musif.

La dissolution du *muriate* oxidulé d'étain est très-avide d'oxigène. Elle enlève l'oxigène à l'acide muriatique oxigéné; elle précipite en état métallique les sels d'or, d'argent, de mercure, de tellure, de cuivre et d'arsenic.

Le *muriate* oxidulé est bien moins volatil que n'est le *muriate* oxidé ; à une forte chaleur, il se sublime cependant.

Il forme, avec l'ammoniaque, un sel triple. Lorsqu'on chauffe l'étain granulé avec le *muriate* d'ammoniaque, l'étain décompose l'eau de cristallisation ; le métal s'oxide et il se dégage du gaz hydrogène. Le *muriate* triple d'étain et d'ammoniaque se sublime. Le métal y est en état oxidulé.

Quant au *muriate* oxidé, *voyez* Liqueur de Libavius.

Muriate de fer. L'acide muriatique dissout facilement le fer; l'eau se décompose, il se dégage du gaz hydrogène et le fer s'oxide. Les oxides de fer sont aussi très-solubles dans l'acide muriatique.

On obtient le *muriate de fer* oxidulé en mettant une grande quantité de fer dans l'acide muriatique étendu ; la dissolution est verte, se trouble bientôt et dépose de l'oxide jaune de fer, en absorbant l'oxigène de l'air. Par le gaz nitreux, elle devient d'un brun foncé, et il se forme, par l'évaporation, une petite quantité d'ammoniaque.

Par une légère chaleur, le *muriate* oxidulé laisse déposer beaucoup d'oxide de fer. Il donne une espèce de bouillie, mais point de cristaux. Une excès d'acide dissout le dépôt ; alors il cristallise en rhombes d'un vert d'émeraude. Ces cristaux déliquescents se dissolvent facilement dans l'eau et dans l'alcool.

A la distillation, il passe d'abord une eau acidule et il se sublime du *muriate de fer*. A la chaleur rouge, il s'élève un sel blanc transparent irisé qui est du *muriate de fer*.

On prépare le *muriate* oxidé de fer en faisant dissondre l'oxide rouge dans l'acide muriatique mêlé d'acide nitrique. La dissolution est brune et d'une odeur particulière. Par l'évaporation, il reste une masse orangée déliquescente qui ne cristallise pas.

Ce sel colore les substances organiques en jaune. L'acide sulfurique qu'on verse dessus, fait apercevoir l'odeur d'acide muriatique oxigéué.

Il n'absorbe pas le gaz nitreux. Par le gaz hydrogène

sulfuré, il perd une partie d'oxigène et passe à l'état d'oxidule. (Davy.)

A la distillation, il se dégage du gaz muriatique oxigéné, il se forme du *muriate de fer* oxidulé et il reste de l'oxide noir de fer.

Muriate de manganèse. L'acide muriatique dissout le manganèse métallique, et il se dégage du gaz hydrogène. Le manganèse oxidulé se dissout également dans cet acide.

Pour faire cristalliser la dissolution rosée, John en fait évaporer une partie jusqu'à siccité, et il projette la masse saline dans une dissolution de *muriate de manganèse* rapprochée jusqu'à pellicule.

Les cristaux sont en tables carrées, d'une couleur rose, transparente, d'une saveur âcre, saline. Leur pesanteur spécifique est de 1,560.

Le *muriate de manganèse* est très-déliquescent à l'air. A une température de 20 degrés Réaum., il perd une partie de son eau de cristallisation et se couvre d'une poussière blanche. Chauffé à une chaleur violente, l'acide muriatique se dégage, il reste dans la cornue une masse noire brillante qui retient encore un peu d'acide.

Selon Proust, le *muriate de manganèse* se fond tranquillement à la chaleur rouge, il se dégage un peu d'acide muriatique, mais le sel ne se sublime pas. Il reste dans la cornue une masse lamelleuse rosée d'une saveur saline.

Le *muriate de manganèse* se dissout dans moins que son poids d'eau et d'alcool. La dissolution alcoolique brûle étant mêlée avec une substance charbonnée avec une flamme rouge; par l'évaporation on l'obtient cristallisé en aiguilles.

Ce sel est composé, d'après

	Bucholz,	John,
De manganèse oxidulé.	40	38,50
Acide muriatique . .	18	20,04
Eau.	42	41,46
	100	100

L'acide sulfurique ne décompose pas la dissolution de

muriate de manganèse. Voyez *John*, Journ. de Chimie et de Physique, t. 3, p. 479.

Muriate de mercure oxidulé, Mercure doux. Calomel, Hydrargyrum muriaticum. *Salzsaures Quecksilber.*

Il paroît que les alchimistes préparoient déjà ce sel.

Au commencement du XVII[e] siècle, Crollius en parle comme d'un secret.

Beguin publia le procédé dans son *Tirocinium chimicum;* il le désigne sous le nom de *draco mitigatus.*

Dans les écrits des alchimistes, on trouve ce sel sous la dénomination de *filius majae, aquila alba, manna metallorum, panchymagogum minerale, panchymagogus quercetanus, etc.*

On le prépare en triturant 4 parties de sublimé corrosif avec 3 parties de mercure, dans un mortier de verre ou sur un porphyre. Il faut éviter les mortiers de marbre, parce que la chaux décompose le sublimé. On arrose le mélange d'alcool pour ne pas être incommodé par la poussière.

On introduit la poudre noire dans un matras, et on sublime au bain de sable. On chauffe d'abord doucement pour enlever l'humidité; on augmente ensuite le feu, et on bouche le matras avec un morceau de craie. L'excès de sublimé et de mercure, se volatilise et s'attache aux parois supérieures du matras. La sublimation terminée, on casse le matras, et on sépare le pain des parties noires et pulvérulentes qui sont du mercure et du sublimé.

D'après Hagen, on n'a pas besoin de broyer ensemble le mercure avec le sublimé; en introduisant ces deux substances dans le vase, on obtient également le mercure doux sublimé.

Dans ce procédé, une partie d'oxigène du sublimé se porte sur le mercure et l'oxidule, il se combine ensuite avec l'acide muriatique, de manière que tout est converti en *muriate* oxidulé de mercure.

Une seule sublimation faite avec soin est suffisante. Les anciens, après six sublimations, l'appeloient *calomelas,* et après neuf, *panacea mercurialis.* Ce dernier médicament a été vendu par Labrune, jusqu'à ce que Louis XIV eût acheté le procédé.

Pour être certain que le mercure doux ne contienne plus de sublimé, on le porphyrise et on le fait bouillir avec trois fois son poids d'eau. Comme le *muriate* d'ammoniaque favorise la dissolution du sublimé, on peut ajouter à chaque livre d'eau, 2 gros de sel ammoniac. Ce moyen rend une seconde sublimation absolument inutile. La substance légère floconneuse qui se trouve au col du matras n'est pas du sublimé; elle n'en contient quelquefois qu'une très-petite quantité.

Si le mercure doux contient du sublimé, l'eau et l'alcool qu'on a fait chauffer avec lui sont précipités en jaune par l'eau de chaux ou par la potasse.

Par des sublimations répétées, on augmente plus tôt la quantité du sublimé corrosif.

Bonz et Bentley ont donné un procédé qui consiste à faire bouillir dans une cornue 4 onces de mercure avec autant d'acide sulfurique concentré, jusqu'à ce que le tout soit converti en une masse blanche. On la pulvérise et on y ajoute encore 2 onces et demie de mercure et 4 onces et demie de sel marin décrépité.

Lorsque le mélange est suffisamment divisé, on sublime dans des fioles au bain de sable. Selon Hermbstædt, il faut répéter la sublimation une seconde fois.

Si au lieu de 2 onces et demie de mercure, on ajoute 4 onces et demie de ce métal, tout est converti en *mercure doux* par une première sublimation Voyez *Lichtenberg*, Annuaire pharmaceutique de Berlin, 1804, p. 202.

Schéele a donné le procédé suivant : on fait dissoudre à une douce chaleur, 8 onces de mercure dans autant d'acide nitrique ; on entretient la température pendant 3 heures, et on fait bouillir à la fin pendant un quart d'heure.

D'un autre côté, on dissout 9 onces de *muriate* de soude dans 6 livres d'eau bouillante; on verse la solution encore chaude dans celle du nitrate de mercure. On décante après le refroidissement, et on lave le précipité à l'eau chaude, jusqu'à ce qu'elle en sorte insipide. On fait ensuite dessécher à une douce chaleur.

D'après Chenevix, ce précipité blanc de Schéele seroit



un mélange de *muriate oxidulé*, et de nitrate de mercure avec excès de base.

Pour avoir le *muriate* exempt de nitrate, il faudroit faire la dissolution mercurielle à froid. Voyez *Chenevix* Philos. Trans., 1803.

Bucholz a cependant démontré l'inexactitude de l'assertion de Chenevix. Comme le nitrate de mercure contient encore un grand excès d'acide, la prétendue précipitation de Chenevix ne peut avoir lieu.

Bucholz a ajouté quelques améliorations au procédé de Schéele, en versant sur 8 parties de mercure, 8 parties d'acide nitrique de 1,250. Si l'action ne commence pas à froid, on chauffe légèrement au bain de sable. On verse la liqueur claire dans une dissolution de 1 partie de *muriate* de soude dans 32 parties d'eau distillée. On décante et on lave comme ci-dessus.

Si l'on met du mercure dans une dissolution de *muriate* rouge de fer, il se forme, d'après Proust, du *mercure doux;* dans le *muriate* de fer vert, le mercure reste inaltérable.

Quand on considère avec soin tous les phénomènes qui se passent dans cette opération, on reconnoît que le mercure est dans le *muriate* au *maximum* d'oxidation.

Le *muriate de mercure oxidulé*, a les propriétés suivantes :

Il est blanc, éclatant; celui obtenu par sublimation, est plus ou moins jaunâtre. Sublimé lentement, il cristallise en prismes tétraèdres.

Il a peu de saveur et ne se dissout que difficilement dans l'eau bouillante.

Selon Rouelle, il faut 1152 parties d'eau bouillante, et d'après Bergmann, 750 parties pour en dissoudre une.

La lumière ne décompose pas ce sel comme le sublimé corrosif (1).

Il n'est pas vénéneux, mais seulement purgatif. Par la porphyrisation, il devient un peu jaunâtre et plus foncé

---

(1) On remarque cependant que la face exposée au soleil, noircit au bout de quelque temps. (*Note des Traducteurs.*)

à l'air. Frotté dans l'obscurité, il est phosphorescent; d'après Schéele, sa pesanteur spécifique est de 7,1758. Il demande une température plus élevée que le sublimé, pour se volatiliser.

L'eau de chaux et toutes lés lessives alcalines, le convertissent en poudre noire. Lorsqu'on le fait bouillir avec la potasse ou la soude, il se décompose en tôtalité, et il ne reste que du mercure noir oxidulé (1).

Le *muriate de mercure* n'est pas décomposé par les sels alcalins et terreux.

Lorsqu'on chauffe 1 partie de *muriate doux* avec autant de sel marin et 2 parties de sulfate de fer, on obtient du sublimé corrosif. L'acide muriatique oxigéné le convertit aussi en sublimé corrosif. En le faisant bouillir avec l'acide muriatique, on obtient du sublimé corrosif et des globules de mercure. Il se dissout dans l'acide nitrique, et laisse dégager selon Berthollet une grande quantité de gaz nitreux.

Par l'évaporation, on obtient des cristaux de sublimé corrosif; le résidu est du nitrate de mercure.

Le *muriate de mercure* est composé de

Mercure métallique	85
Oxigène.	4
Acide muriatique	11
	100

D'après Chenevix, qui a dissous le sel dans l'acide nitrique et précipité par le nitrate d'argent, il est composé de

Oxide de mercure.	88,5
Acide muriatique	11,5
	100

(1) Ce précipité noir retient fortement une dernière partie d'acide muriatique; pour enlever à l'oxide noir le reste de l'acide muriatique, l'un de nous l'a fait bouillir quelque temps avec une lessive de potasse caustique un peu concentrée, presque tout le mercure s'est revivifié. (*Note des Traducteurs.*)

Pour déterminer la quantité d'oxigène, Chenevix convertit 100 parties de mercure doux en sublimé corrosif, à l'aide de l'acide nitro-muriatique. Il trouva 0,13 d'augmentation. Les 113 parties de sublimé contenoient 20,3 d'acide; les 11,5 parties d'acide avoient donc augmenté de 8,8. Comme il manque encore aux 13 parties 4,2, il faut attribuer cette perte à l'oxigène. Cent treize parties de sublimé contiennent par conséquent 79 de mercure métallique, qui doit être égale à celui contenu dans 100 parties de mercure doux. Le sel est composé de

Acide muriatique	11,5
Mercure.	79,0
Oxigène.	9,5
	100

Et le mercure doux de

Acide muriatique	11,5
Mercure	84,9
Oxigène	3,6
	100

Lorsqu'on chauffe 1 partie de limaille de fer avec 6 parties de muriate de mercure, une partie d'acide muriatique se porte sur le fer, et le mercure se sépare en partie. Il se sublime ensuite un mélange de muriate de mercure et de muriate de fer, médicament autrefois usité, et connu sous le nom de *mercurius dulcis martialis Hanmanni.*

Muriate oxidé de mercure, Sublimé corrosif. Mercurius sublimatus corrosivus. *Salzsaures oxidirtes Quecksilber.*

Ce sel paroît être connu de tous les alchimistes. *Albertus Magnus* décrit le procédé avec beaucoup d'exactitude.

Le procédé le plus usité est celui de Kunkel et Boulduc. Il consiste à faire bouillir 1 partie de mercure avec 2 parties d'acide sulfurique concentré, et à faire évaporer la masse jusqu'à siccité. On triture le sulfate de mercure avec son poids de sel marin pulvérisé, et on fait sublimer

dans un matras. Le sublimé corrosif s'attache aux parois supérieures du matras.

Dans cette opération, l'acide sulfurique abandonne l'oxide de mercure et se porte sur la soude, tandis que l'acide muriatique se combine avec l'oxide de mercure et se sublime.

Il faut que le sulfate de mercure employé soit parfaitement exempt d'acide sulfurique libre. Sans cela, il se dégage de l'acide muriatique avant que la combinaison de l'oxide de mercure n'ait lieu.

Un autre procédé consiste à dissoudre $\frac{1}{2}$ livre de mercure dans de l'acide nitrique, et à faire évaporer à siccité le nitrate de mercure.

On le mêle avec 10 onces de sel marin décrépité et avec autant de sulfate de fer calciné au blanc (toutes ces substances réduites en poudre séparément). On remplit avec le mélange le tiers d'un matras, et on chauffe au bain de sable. Sur le col du matras on met un chapiteau dont le bec plonge dans son récipient. Dès que la sublimation commence, il faut continuer le même degré de chaleur. Le résidu dans le matras est du sulfate de soude avec de l'oxide rouge de fer.

En Hollande, on prépare ce sel très en grand.

Pour cela, on met dans de grandes cornues de terre 50 livres de mercure avec 25 livres d'acide sulfurique, et on chauffe au bain de sable à une forte chaleur. On mêle le sulfate de mercure resté dans la cornue avec 50 livres de muriate de soude décrépité. On introduit la masse pâteuse dans des pots de terre qu'on pose sur des barres d'une galère. On couvre chaque pot d'un couvercle un peu convexe à la surface, et muni d'une petite ouverture. On lute bien les jointures, et on chauffe doucement, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs par l'ouverture. On augmente alors le feu; et dès qu'on aperçoit de petites aiguilles, on bouche le trou, et on met du sable froid sur le couvercle. On entretient la chaleur rouge des pots pendant 30 à 36 heures.

Après le refroidissement, on trouve dans chaque couvercle un pain de sublimé.

On peut aussi préparer ce sel en dissolvant directe-

ment l'oxide rouge de mercure dans de l'acide muriatique.

Le sublimé corrosif a une saveur très-âcre métallique. Celui qui provient de la sublimation est en masse demi-transparente, composée de petites aiguilles prismatiques. Par l'évaporation, on l'obtient en cubes, en rhombes, ou en prismes tétraèdres.

Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 5,1398 ; il se dissout dans 16 à 17 parties d'eau, à 50 degrés Fahr., et dans 2 parties d'eau bouillante.

L'alcool bouillant en dissout, d'après Wenzel, 0,883, dont une grande partie cristallise par le refroidissement. Il est très-soluble dans l'éther. En laissant la dissolution exposée à l'air, on peut en suivre la cristallisation, qui a lieu à mesure que l'éther s'évapore.

Il est inaltérable à l'air.

La dissolution aqueuse du sublimé exposée à la lumière, dégage, selon Boullay, du gaz oxigène ; il s'en sépare du mercure doux, et le liquide rougit la teinture de tournesol. *Voyez* Annales de Chimie, t. 44, p. 176.

Ce sel est un des poisons les plus violents. Pris intérieurement, il occasionne des douleurs atroces, des nausées, des vomissements ; en peu de temps, il ronge l'estomac et les intestins : quelques grains suffisent pour donner la mort.

Les acides minéraux ne le décomposent pas ; ils le dissolvent, et le sel cristallise. Les alcalis le décomposent, en précipitent un oxide jaune qui passe bientôt au rouge briqueté.

Lorsque les alcalis sont carbonatés, la couleur du précipité de mercure carbonaté est blanche ; le précipité est soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique, d'où il cristallise au bout de quelque temps en prismes.

L'eau de chaux forme un précipité orangé dans la solution du sublimé. Cette liqueur est connue en pharmacie sous le nom d'*eau phagédenique*. La Pharmacopée de Berlin lui donne le nom de *liquor hydrargyri muriatici corrosivi*. Une once d'eau de chaux nouvellement faite décompose 2 grains de sublimé.

L'ammoniaque forme, avec le *muriate* de mercure, un composé triple qui est blanc.

L'arsenic, le bismuth, l'antimoine et le zinc le décomposent ; ces métaux s'oxident, s'unissent à l'acide muriatique, et le mercure se réduit.

Le *muriate* d'ammoniaque se combine par la voie humide si intimement avec le sublimé, que les deux sels ne peuvent pas être séparés, ni par sublimation, ni par cristallisation. Les alchimistes ont appelé ce composé triple *sel Alembroth*.

La potasse et la soude forment dans la dissolution du dernier sel un précipité blanc, qui se sublime en *muriate* de mercure doux, quoique le mercure dans le précipité soit au *maximum* d'oxidation.

Dans la sublimation, l'ammoniaque se décompose, enlève à l'oxide de mercure une partie d'oxigène. Il se dégage du gaz azote, et au commencement, il se sublime du *muriate* d'ammoniaque.

Ce *muriate oxidé de mercure* est un peu jaunâtre. L'acide nitrique l'attaque difficilement, et il se dégage du gaz nitreux. Berthollet le suppose contenir moins d'oxigène que n'en contient le mercure doux ; mais comme il n'existe que deux *muriates* mercuriels très-distincts, on ne peut partager son opinion à cet égard. *Voyez* Statique chimique, t. 2, p. 420.

Selon Baumé, 3 onces d'eau contenant 9 gros de *muriate* d'ammoniaque, peuvent dissoudre 5 onces de sublimé corrosif.

Lorsqu'on verse dans une dissolution de sublimé un peu de *muriate oxidé* d'étain, il se précipite du *mercure doux*. Une plus grande quantité de *muriate* d'étain, le convertit en mercure métallique.

Toutes les substances végétales qui renferment de l'acide gallique, précipitent le sublimé; il se forme un gallate de mercure insoluble.

La gomme arabique décompose aussi ce sel ; de même, les sulfures, les sulfures hydrogénés et les phosphates alcalins.

Il est décomposé par les carbonates de chaux et de

magnésie ; aussi faut-il toujours, pour le dissoudre, employer l'eau distillée, au lieu d'eau de source.

Il est composé, d'après Chenevix, de

Oxide rouge de mercure. .	92
Acide muriatique.	18
	100

Ou bien de

Mercure.	69,7
Oxigène	12,3
Acide muriatique. . . .	18,0
	100

La quantité d'oxigène paroît trop considérable, parce que l'oxide rouge n'en contient que 0,10.

Ce qui donneroit, d'après cela, pour sa composition :

Mercure . , ...	73,8
Oxigène	8,2
Acide muriatique. . . .	18,0
	100

Braamkamp et Oliva, ont trouvé dans le sublimé du commerce :

Oxide rouge de mercure .	80,3
Acide muriatique	18,6
	98,9

Ils attribuent la perte à l'oxide de fer.

Plusieurs chimistes ont pensé que le sublimé corrosif contenoit de l'acide muriatique oxigéné, et même en excès ; mais cette opinion est erronée. Tout porte à croire que le mercure y est au *maximum* d'oxidation. La dissolution de l'oxide rouge dans l'acide muriatique, et sa formation avec le mercure métallique et l'acide muriatique oxigéné qui le convertit d'abord à l'état d'oxide au *maximum*, ne laissent aucun doute sur sa nature.

Il est vrai que le sublimé contient plus d'acide muria-

tique que l'on en trouve dans le mercure doux; mais cela dépend de ce que l'oxide de mercure exige une plus grande quantité d'acide pour être saturé.

On dit souvent que le sublimé du commerce est falsifié par de l'arsenic; pour les masses compactes, cela n'est pas possible, parce que les deux substances ne se combinent pas par la sublimation.

Si l'on soupçonne le sublimé pulvérulent contenir de l'arsenic, il faut en faire bouillir une petite quantité avec $2\frac{1}{2}$ parties d'alcool; l'arsenic seul restera insoluble; il faut cependant se garder de prendre une petite portion de mercure doux contenu quelquefois dans le sublimé, pour de l'arsenic.

Fockema qui a examiné plusieurs échantillons de différentes fabriques d'Amsterdam, l'a trouvé exempt d'arsenic.

L'emploi principal du sublimé est en médecine: c'est un des médicaments que le médecin expérimenté devroit seul prescrire; il semble qu'on ait oublié de nos jours le passage de Boërhave : *At prudenter a prudente medico. Abstine, si methodum nescis.*

Le meilleur contre-poison, surtout s'il est employé à temps, est du carbonate de potasse mêlé d'huile grasse et d'eau.

Muriate de molybdène. L'acide muriatique bouillant dissout l'oxide blanc de molybdène; la dissolution concentrée prend une couleur bleue, et il s'en sépare une poudre bleue. L'oxide jaune se dissout aussi dans l'acide muriatique; la potasse rend le liquide bleu. *Voyez* Hatchett, Philos. Trans., 1795, p. 123.

Muriate de nickel. Le nickel et ses oxides se dissolvent lentement dans l'acide muriatique chauffé. La dissolution est verte, et les cristaux sont d'un vert de pommes; ils sont accumulés en forme de choux-fleurs et attirent puissamment l'humidité de l'air.

Par l'évaporation, sa couleur ne change pas, comme cela a lieu avec le *muriate* de cobalt. Ses traits desséchés sur le papier paroissent jaunes. La présence du nickel dans

une dissolution de cobalt contribue à la couleur verte que prennent les traits après la dessication.

Par la distillation, le *muriate de nickel* perd 0,55 d'eau. Le résidu jaune exposé à l'air, attire l'humidité et reprend la couleur verte.

Le *muriate de nickel* calciné fortement, ne se fond pas, mais il se dégage un peu d'acide muriatique et d'acide muriatique oxigéné. La voûte de la cornue se remplit de fleurs jaunes nacrées qui attirent l'humidité de l'air et qui passent au vert. Ce sublimé nage d'abord sur l'acide muriatique, et il s'y dissout à l'aide de la chaleur. (Proust.)

Bucholz, en chauffant le *muriate de nickel*, obtint un sublimé d'un jaune doré micacé; la couche inférieure formoit une masse plus compacte qui n'étoit que du *muriate de nickel*.

Il est composé de

Oxide de nickel . . .	33,5
Acide muriatique . . .	11,5
Eau.	55,0
	100

Muriate d'or. On obtient ce sel en faisant dissoudre de l'or dans de l'acide nitro-muriatique. L'acide nitrique sert à oxider l'or, et l'or oxidé se dissout dans l'acide muriatique. Le précipité provenant d'une dissolution d'or par le sulfate de fer se dissout, selon Proust, dans l'acide muriatique bouillant.

Pour avoir le *muriate* cristallisé, il est bon d'y ajouter de l'or, jusqu'à ce que celui-ci ne soit plus attaqué par l'acide. Par ce moyen on épuise l'acide nitrique de manière qu'il n'en reste pas assez pour s'opposer à la cristallisation.

Le *muriate d'or* cristallise en prismes tétraèdres ou bien en octaèdres obtus d'une belle couleur jaune.

Le sel est très-déliquescent.

Exposé à la lumière il devient rouge; il a une saveur âcre, un peu amère, sans être sensiblement métallique.

Il se dissout parfaitement dans l'alcool et dans l'éther. Le dernier enlève à la dissolution d'or, le *muriate d'or*, et laisse intact l'acide nitrique. Les huiles volatiles dissolvent aussi le *muriate d'or*.

Le *muriate d'or* distillé donne de l'eau et beaucoup de gaz muriatique oxigéné ; il passe en même temps, selon Boyle, quelques vapeurs de *muriate d'or.*

L'or est précipité de sa dissolution en état métallique par le fer, le zinc, le bismuth, le cuivre, le mercure, et le sulfate de fer au *minimum ;* il est précipité en état d'oxide par le plomb, l'argent et l'étain.

Le *muriate d'or* est précipité par beaucoup de sucs de végétaux qui désoxident le métal. Parmi les matières extractives et colorantes, il y en a plusieurs qui se combinent avec le métal, et forment avec lui des laques pourpres, comme avec la dissolution de sang-dragon, de l'extrait de sapin, etc. Voyez *Proust*, Journal de Physique, t. 62, p. 131.

Muriate de platine. On obtient ce sel en faisant bouillir le platine dans l'acide nitro-muriatique, ou bien en opérant la dissolution dans l'acide muriatique oxigéné. Par l'évaporation, il cristallise en octaèdres rouges qui ont une saveur très-désagréable.

Exposé à la chaleur, l'acide muriatique se volatilise. Les terres décomposent ce sel et en précipitent l'oxide de platine. La chaux ne le décompose qu'en partie, selon Chenevix. Les alcalis se combinent avec le *muriate de platine*, et forment des sels triples dont il sera question à l'article Platine.

Le *muriate de platine* desséché contient, d'après Chenevix :

Oxide de platine .	70
Acide et eau. . .	30
	100

Muriate de plomb. L'acide muriatique bouillant n'attaque que légèrement le plomb; mais il dissout avec facilité l'oxide jaune de plomb. Lorsqu'on chauffe l'acide muriatique avec l'oxide rouge de plomb, il se forme du gaz muriatique oxigéné, et il reste du *muriate de plomb ;* ce qui prouve que l'acide muriatique ne se combine pas avec l'oxide rouge.

L'acide muriatique versé dans du nitrate de plomb forme un précipité qui est du *muriate de plomb*. Ce sel a une saveur sucrée ; il se dissout, selon Wenzel, dans 30 parties d'eau bouillante : un excès d'acide augmente beaucoup la solubilité du plomb. Par l'évaporation de la liqueur acide, on obtient de petits cristaux en aiguilles qui perdent leur éclat au contact de l'air.

Le *muriate de plomb* est soluble dans l'acide acétique et nitrique.

A une douce chaleur, il fond en une masse demi-transparente, semblable à la corne ; ce qui lui a valu le nom de *plomb corné*.

Par la fusion, le *muriate de plomb* perd une partie de son acide, coule comme du verre, et pénètre les creusets.

Ce sel cristallisé est composé, d'après

	Klaproth,	Kirwan,	Le *muriate* calciné,
D'acide muriatique.	13,5	18,25	17
D'oxide de plomb .	86,5	81,77	83
	100	100	100

Selon Kirwan, 100 parties de *muriate* contiennent 76 de plomb métallique.

Si l'on traite le *muriate de plomb* par la potasse caustique, ou si l'on met en contact 4 parties de litharge avec 1 partie de sel marin, il se forme, dans l'un et l'autre cas, un *muriate de plomb* avec excès de base.

Bergmann a fait mention de ce sel ; Vauquelin l'a examiné depuis. Il est en poudre blanche, insoluble dans l'eau ; par la chaleur, il prend une belle couleur jaune. L'acide nitrique dissout l'excès d'oxide, et il reste un *muriate de plomb* neutre. Il se dissout dans les alcalis sans être décomposé.

Muriate de titane. On le prépare en faisant dissoudre le carbonate de titane dans l'acide muriatique. Par une évaporation spontanée, on obtient de petits grains en cubes. Chauffé fortement, il se dégage du gaz muriatique oxigéné, et il reste de l'oxide de titane qui n'est plus soluble dans l'acide muriatique, à moins qu'on ne le fasse

bouillir préalablement dans l'acide nitrique. Vauquelin et Hecht en concluent que le titane s'y trouve oxidé au *maximum*.

Muriate d'urane. L'acide muriatique a peu d'action sur l'oxidule d'urane ; mais avec l'oxide il forme une dissolution d'un jaune verdâtre. Le *muriate d'urane* cristallise en tables carrées.

Muriate de zinc. L'acide muriatique dissout très-promptement le zinc ; il se dégage beaucoup de gaz hydrogène. La dissolution ne cristallise pas par l'évaporation ; elle se convertit en masse brunâtre qui attire l'humidité de l'air, et qui est soluble dans l'alcool. A une haute température, une partie d'acide se volatilise ; il passe ensuite du *muriate de zinc* avec excès de base, et enfin un liquide épais appelé *beurre de zinc*. On peut aussi l'obtenir, en distillant, un mélange de sublimé corrosif et de zinc.

Le *muriate de zinc* sublimé solide est en prismes blancs. L'acide sulfurique en dégage de l'acide muriatique, et les alcalis y forment un précipité blanc. Il attire l'humidité de l'air, et se convertit en une masse gélatineuse.

MURIATES SUROXIGÉNÉS.

Les propriétés générales de ces sels sont :

De dégager du gaz oxigène par la chaleur, et de se convertir en *muriates* simples.

Mêlés avec des corps combustibles, ils détonnent plus fortement que les nitrates, non seulement par la chaleur, mais aussi par la percussion, quelquefois même spontanément.

Ils sont tous solubles dans l'eau ; quelques-uns le sont aussi dans l'alcool.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique dégagent de ces sels l'acide en vapeurs jaunes ou vertes. Différents acides végétaux opèrent aussi cette décomposition à l'aide de la chaleur : dans ce cas, il se dégage à la fin un gaz particulier moins odorant, mais qui agit beaucoup sur les yeux.

Ce gaz n'a pas encore été examiné, parce que, dès qu'il se forme, les vaisseaux se brisent.

On prépare ces sels en faisant passer un courant de gaz muriatique oxigéné dans des bases délayées ou dissoutes dans l'eau.

MURIATES SUROXIGÉNÉS ALCALINS.

MURIATE SUROXIGÉNÉ D'AMMONIAQUE. Lorsqu'on met de l'ammoniaque en contact avec le gaz muriatique oxigéné, une partie de cet alcali se décompose, et une autre se combine avec l'acide muriatique. L'hydrogène de l'ammoniaque s'unit à l'oxigène de l'acide, et il y a dégagement de lumière (1).

Chenevix a opéré l'union de l'acide muriatique oxigéné avec l'ammoniaque, en versant dans une dissolution de carbonate d'ammoniaque un *muriate suroxigéné* terreux; alors le carbonate terreux se précipite, et il reste le *muriate suroxigéné d'ammoniaque* en dissolution.

Ce sel est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; il se décompose à une basse température.

MURIATE SUROXIGÉNÉ DE POTASSE. Higgins est le premier qui ait préparé ce sel, et en raison de sa propriété détonnante, il paroît l'avoir pris pour du nitre. C'est à Berthollet qu'on doit la connoissance plus exacte de ce sel.

Pour le préparer, on fait dissoudre du carbonate de potasse dans 6 parties d'eau, et on y fait passer un courant de gaz muriatique oxigéné. Lorsque la liqueur est saturée, le *muriate suroxigéné* cristallise. On peut le purifier en le faisant dissoudre dans l'eau chaude.

Il cristallise en rhombes, en aiguilles et quelquefois en prismes.

Ce sel a une saveur fraîche, acerbe, analogue au nitre. Sa pesanteur spécifique est de 1,989; il se dissout dans 16 parties d'eau, à 60 degrés Fahr., et dans 2 parties et demie d'eau bouillante; il est inaltérable à l'air. Par la chaleur, il entre en fusion, et laisse dégager $\frac{1}{3}$ de son poids de gaz oxigène. Le résidu est du *muriate de potasse*.

Lorsqu'on verse de l'acide sulfurique concentré sur ce

(1) Davy vient d'annoncer que, dans cette expérience, il ne se forme pas d'eau; il paroît même prétendre que l'acide muriatique oxigéné ne contient pas d'oxigène. *Voyez* Journ. de Phys., t. 71, octobre 1810.

(*Note des Traducteurs.*)

sel, il s'opère une détonnation qui est quelquefois accompagnée de lumière; il se dégage une vapeur verdâtre pesante, d'une odeur un peu analogue à l'acide nitreux. Au-dessous de la vapeur, se trouve un liquide orangé de la même odeur qui est l'acide contenu dans le sel; il retient cependant une partie d'acide *muriatique* oxigéné. Si l'on chauffe ce mélange d'acide sulfurique concentré et de sel, il se fait une explosion violente accompagnée d'éclair.

Lorsqu'on emploie l'acide sulfurique étendu, l'acide suroxigéné se dégage, ainsi que l'acide muriatique oxigéné, et du gaz oxigène; et à mesure que l'acide sulfurique se concentre par l'évaporation, il s'opère une explosion semblable.

Si l'on projette le sel dans l'acide sulfurique concentré, il se forme des vapeurs orangées qui durent pendant quelques jours; il se dégage du gaz oxigène.

L'acide muriatique décompose ce sel et se combine avec la base; mais il ne se manifeste pas de vapeurs jaunes. Cruikshank obtint un gaz qu'il prit pour de l'acide muriatique oxigéné; mais il étoit absorbé plus rapidement par l'eau.

Les acides phosphorique et arsenique agissent sur ce sel à l'aide de la chaleur, et il se dégage du gaz oxigène.

Lorsqu'on triture 3 parties de ce sel avec une partie de soufre, le mélange détonne avec violence; le même effet a lieu sous le choc du marteau.

Trois parties de sel mêlées avec $\frac{1}{2}$ de soufre et autant de charbon, la détonnation est encore plus violente.

Lorsqu'on projette un mélange de sel et de soufre, ou d'autres corps combustibles, dans l'acide sulfurique, il y a inflammation sans détonnation.

On a employé le mélange de sel et de soufre pour faire des allumettes qu'on trempe dans l'acide sulfurique. Voyez *Robert*, Annal. de Chimie, t. 44, p. 321.

L'acide nitrique concentré qu'on verse sur du *muriate suroxigéné de potasse*, le fait petiller et jaillir sans opérer une détonnation.

Quant à son emploi pour la poudre à canon, *voyez* cet article.

Les phosphites et sulfites qu'on chauffe avec le *muriate*



suroxigéné de potasse, se convertissent en phosphates et sulfates, avec dégagement de chaleur et de lumière.

Le *muriate suroxigéné de potasse* ne trouble pas la dissolution du nitrate d'argent ; ce moyen peut servir de preuve pour reconnoître la pureté du sel suroxigéné.

Il u'altère pas les couleurs végétales.

Ce sel est composé, d'après Chenevix, de

Acide muriatique suroxigéné.	58,3	Oxigène . . . 38,3 Acide muriatique. 20,0
Potasse	39,2	
Eau	2,5	
	100	

Quant à la formation du sel, Chenevix prétend que l'acide suroxigéné se forme dès l'instant où l'acide oxigéné se trouve en contact avec la potasse.

Berthollet conclut de ces expériences que cette formation a surtout lieu quand l'acide a acquis une grande densité, que sa formation diminue à mesure que le liquide ne dissout plus d'acide muriatique oxigéné.

Berthollet en faisant passer du gaz muriatique oxigéné dans une dissolution concentrée de potasse, a vu qu'une partie de l'acide étoit décomposée par la potasse, même dans l'obscurité, et qu'il se dégageoit du gaz oxigène. Il ne faut pas pour cela un grand excès d'alcali, et l'acide muriatique oxigéné doit avoir acquis un haut degré de condensation.

Muriate suroxigéné de soude. Dollfusse et Gadolin ont remarqué que la soude pouvoit se combiner avec l'acide suroxigéné.

On peut préparer ce sel comme le précédent; il est cependant très-difficile d'en séparer le *muriate* de soude, parce que la solubilité des deux sels est presque la même. Chenevix les fit dissoudre dans l'alcool et cristalliser à plusieurs reprises.

Berthollet exposa la dissolution des deux sels long-temps à l'air ; il parvint, en abaissant la température, à les séparer.

Le *muriate suroxigéné* de soude cristallise en cubes ou en rhomboïdes.

La saveur est analogue à celle du sel marin. Il se dissout dans 3 parties d'eau froide et dans beaucoup moins d'eau chaude ; il est soluble dans l'alcool et attire l'humidité de l'air.

Il est composé, d'après Chenevix, de

Acide	66,2
Soude	29,6
Eau.	4,2
	100

Berthollet pense que l'oxigène dans les *muriates suroxigénés de potasse et de soude*, renferme encore une plus grande quantité de calorique qu'il n'y a de fluide élastique.

La détonnation de ces sels par trituration et par l'acide sulfurique, et le non dégagement de chaleur quand on sature les bases par l'acide muriatique oxigéné, sont les motifs de son opinion.

Quant à son usage, *voyez* BLANCHIMENT.

Selon Dœbereiner, ce sel enlève à l'eau-de-vie, par la distillation, son odeur empyreumatique.

MURIATES SUROXIGÉNÉS TERREUX.

MURIATE SUROXIGÉNÉ D'ALUMINE. Chenevix fit passer un courant de gaz muriatique oxigéné dans un flacon de Woulfe, contenant de l'alumine nouvellement précipitée; l'alumine disparut.

L'acide sulfurique dégagea l'odeur d'acide muriatique suroxigéné.

Ce sel est très-déliquescent et soluble dans l'alcool.

MURIATE SUROXIGÉNÉ DE BARITE. D'après Chenevix, on fait passer du gaz muriatique oxigéné dans de la barite délayée dans l'eau. Pour séparer les deux sels, on les fait bouillir avec du phosphate d'argent qui décompose le *muriate*. Il se forme du phosphate de barite et des *muriates*

d'argent, l'un et l'autre insolubles dans l'eau. La liqueur surnageante contient le *muriate suroxigéné de barite*.

Chenevix considère les sels formés comme un mélange de *muriate* et de *muriate suroxigéné*; mais comme ce mélange contient un grand excès d'acide muriatique peu condensé, le moyen indiqué par Chenevix, quelqu'ingénieux qu'il soit, ne donne pas un résultat certain.

Le *muriate suroxigéné de barite* cristallise comme le *muriate* de barite ordinaire; il se dissout dans 4 parties d'eau froide. Sa décomposition par les acides concentrés est plus fréquemment accompagnée de lumière que celle des *muriates* suroxigénés alcalins.

Il est composé, d'après Chenevix, de

Acide	47,0
Barite	42,2.
Eau	10,8
	100

Muriate suroxigéné de chaux. La chaux condense une grande quantité d'acide muriatique oxigéné. Lorsqu'on distille ce composé, il se dégage beaucoup de gaz muriatique oxigéné, et vers la fin une petite quantité de gaz oxigène. Le résidu ne détruit plus les couleurs végétales, mais il jette des étincelles sur des charbons ardents. Le *muriate suroxigéné de chaux*, mêlé avec du soufre, ne détonne pas sous le choc. Chauffé dans une cornue, il se boursoufle, et dégage beaucoup de gaz oxigène.

En saturant la chaux par l'acide muriatique oxigéné, il se dégage du calorique; ce qui n'a pas sensiblement lieu avec la potasse et la soude: d'où Berthollet conclut que ce sel contient beaucoup moins de calorique.

Chenevix en a séparé le *muriate* de chaux par le phosphate d'argent.

Le *muriate suroxigéné de chaux* est très-déliquescent. Par une douce chaleur, il entre en fusion aqueuse. Il a une saveur âcre, amère, et produit du froid dans la bouche.

Il est composé de

Acide	55,2
Chaux	28,3
Eau	16,5
	100

Muriate suroxigéné de magnésie. Ce sel a presque toutes les propriétés physiques et chimiques du *muriate* suroxigéné de chaux, excepté qu'il est décomposé par la chaux et par l'ammoniaque.

Ses proportions sont :

Acide.	60,0
Magnésie	25,7
Eau	14,3
	100

Muriate suroxigéné de strontiane. Tout ce qui a été dit du *muriate* suroxigéné de barite trouve ici son application. Il est déliquescent, et produit du froid dans la bouche.

Il est composé, d'après Chenevix, de

Acide.	46
Strontiane	26
Eau	28
	100

MURIATES SUROXIGÉNÉS MÉTALLIQUES.

L'action de l'acide muriatique suroxigéné sur les métaux, est rapide et sans dégagement de gaz. Cet acide paroît dissoudre, selon Chenevix, tous les métaux, même l'or et le platine. Si l'on met le métal en contact avec l'acide au moment de son dégagement, il s'enflamme. Pour préparer les *muriates suroxigénés métalliques*, il faut décomposer les sels au *maximum* d'oxidation par un *muriate* suroxigéné alcalin, ou bien il faut faire passer du gaz muriatique oxigéné dans un oxide métallique délayé dans l'eau.

Le gaz acide muriatique oxigéné qu'on fait passer dans de l'oxide rouge de fer, en dissout une partie, et forme une poudre brune qui n'est plus attaquée par l'acide. Le *muriate* suroxigéné de plomb est beaucoup plus soluble que le *muriate* simple.

Muriate suroxigéné de mercure. On l'obtient en faisant passer du gaz muriatique oxigéné dans de l'oxide rouge de mercure délayé dans l'eau. On sépare la poudre brune, et on fait évaporer et cristalliser la liqueur surnageante.

Ce sel est beaucoup plus soluble que n'est le sublimé corrosif; il se dissout dans 4 parties d'eau. Les acides en dégagent des vapeurs jaunes.

Braamkamp et Siqueira-Oliva obtinrent ce sel en faisant bouillir l'oxide rouge de mercure avec l'acide muriatique oxigéné.

Il resta une poudre violette dont il a été question à l'article Mercure.

Par l'évaporation, ils obtinrent du sublimé corrosif, et l'eau-mère moins cristallisable, contenoit le *muriate* suroxigéné. Rapproché à siccité, ses propriétés sont :

D'être très-soluble et déliquescent;

D'être beaucoup plus soluble dans l'alcool que le sublimé corrosif.

L'acide sulfurique en dégage des vapeurs jaunes accompagnées d'étincelles.

Mêlé avec le sulfure d'antimoine, il s'enflamme spontanément à l'air ; il reste, après la combustion, du *muriate* de mercure oxidé, du *muriate* d'antimoine oxidulé, et de l'acide sulfurique. Il paroît que l'excès de l'oxigène brûle une partie du soufre et de l'antimoine.

Il ne détonne pas sur les charbons ardents ni sous le choc du marteau.

Les alcalis en précipitent un oxide jaune.

Muriate suroxigéné d'argent. On l'obtient en faisant bouillir du phosphate d'argent avec l'acide muriatique oxigéné, ou bien en faisant passer du gaz muriatique oxigéné dans de l'oxide d'argent délayé dans l'eau.

Ce sel est soluble dans 2 parties d'eau chaude ; il cristallise en rhomboïdes opaques, un peu solubles dans l'alcool. Il est décomposé par les acides nitrique, muriatique et acétique. Dans tous ces cas, l'acide muriatique suroxigéné est décomposé ; il se dégage du gaz oxigène, et il reste un *muriate* d'argent.

Le *muriate suroxigéné d'argent* fond à une douce chaleur ; il se dégage beaucoup de gaz oxigène. Mêlé avec la moitié de son poids, ce sel détone par la pression, avec une flamme blanche. L'argent se réduit et se convertit en vapeurs.

Voyez *Chenevix*, Philos. Trans., 1802 ; *Berthollet*, Statique Chimique, t. 2, p. 153.

MUSC. Moschus. *Bisam, Moschus.*

Cette substance provient d'un petit animal appelé *moschus moschifera* Lin ; il a au nombril un sac ovale rempli de cette matière. La couleur du *musc* est d'un rouge brunâtre ; lorsqu'il est frais, il est mou, visqueux : par la dessiccation, il devient friable. Il a une odeur particulière très-pénétrante qui se communique à d'autres corps. Sa saveur est amère et aromatique. A la chaleur, il se ramollit, brûle avec une odeur de corne, et laisse une cendre légère. Les alcalis fixes en dégagent de l'ammoniaque.

Il y a deux espèces de *musc* dans le commerce, celui de Sibérie ou de Russie, et celui de Tunkin. Le premier a une odeur mixte, un peu analogue au castoreum ou à la sueur de cheval ; il vient en sacs couverts de poils blancs. Le *musc* du Thibet a une odeur plus forte ; il vient en sacs couverts de peu de poils bruns courts. Il faut que cette différence de *musc* provienne de la nourriture que prennent les animaux dans les deux contrées.

Thiemann, de Stettin, a donné une analyse de ces deux espèces.

Analyse du musc *de Tunkin.*

A la température de l'eau bouillante, il se volatilise une grande partie de substance odorante, sans fournir une huile volatile. Le principe odorant ne passe pas à la

distillation avec l'alcool ; il se trouve même en petite quantité dans l'infusion aqueuse.

L'eau en dissout 0,90 de son poids, tandis que l'alcool n'en dissout que 0,25.

Lorsqu'on distille un mélange de *musc*, de potasse et d'eau, il s'en sépare un 0,10 de carbonate d'ammoniaque.

Par le moyen de l'éther, Thiemann en a retiré :

Résine	1
Cire	9
Substance gélatineuse	60
Principe albumineux et membraneux	30
	100

Cent parties de *musc* ont donné à la distillation : carbonate de potasse 1, muriate de soude 3, carbonate de chaux 4, charbon pur.

Analyse du musc *de Sibérie.*

L'odeur de ce *musc* passe à la distillation. Avec l'eau ou avec la potasse, on n'obtient que 5 centièmes de carbonate d'ammoniaque.

L'eau en dissout 0,50, et l'alcool la même quantité.

Par l'éther, on a obtenu le résultat suivant :

Substance cireuse, visqueuse	5
Résine	5
Matière gélatineuse	50
Substance membraneuse	36
	96

La cendre contient 2 centièmes de carbonate de chaux ; il n'y avoit ni potasse ni muriate de soude. *Voyez* Annuaire Pharmaceutique de Berlin, 1803.

MYRRHE. Gummi myrrhæ. *Myrrhen.*

On ne connoît point encore avec certitude la plante qui fournit cette gomme-résine ; l'on croit que c'est l'amyris kataf forskohlii, arbre de l'Arabie Heureuse.

La *myrrhe* nous vient de l'Abyssinie et de l'Arabie; son usage médical date des temps les plus reculés. C'est un amas de grains et de morceaux irréguliers; les plus gros ont le volume d'une noix.

La *véritable myrrhe* est friable et demi-transparente; sa cassure offre des stries curvilignes blanchâtres; elle a une odeur aromatique qui lui est particulière, et un goût amer un peu âcre. La *myrrhe* en sortes est falsifiée ordinairement avec d'autres gommes. L'on y trouve beaucoup de morceaux noirâtres qui se distinguent par une odeur d'orange.

Selon Brisson, la pesanteur spécifique de la *myrrhe* est de 1,360. Elle ne se liquéfie point à la chaleur, mais se fond presqu'entièrement dans la bouche. Elle est plus soluble dans l'eau que dans l'alcool. Soumise à la distillation, elle fournit une huile essentielle.

Hatchett a trouvé que la *myrrhe* étoit soluble dans les alcalis. L'ayant fait digérer avec l'acide nitrique, il obtint une dissolution qui précipita le sulfate de fer, le muriate d'étain, l'acétate de plomb, mais qui ne décomposa pas la dissolution de colle. L'acide sulfurique dissout également la *myrrhe*, mais ne produit pas avec elle un tannin artificiel de Hatchett. L'action continue de l'acide sulfurique décompose entièrement la *myrrhe*, et la convertit en charbon. Cent grains de *myrrhe* donnent ainsi 40 grains de charbon (1).

---

(1) M. Braconnot a fait l'analyse de la *myrrhe*; *voyez* Annales de Chimie, t. 68, p. 52. Il résulte de ses expériences que la *myrrhe* est composée pour la majeure partie, d'une gomme différente de celle que l'on connoit, dont les principales propriétés sont:

1° De prendre de la cohésion par la chaleur, lorsqu'on rapproche ses dissolutions, ce qui la rend en partie insoluble dans l'eau;

2° De produire de l'ammoniaque à la distillation, et du gaz azote par l'acide nitrique, ce qui la rapproche des matières animales;

3° De s'unir aux oxides de plomb, de mercure et d'étain en décomposant la dissolution de ces métaux.

La *myrrhe* contient en outre environ les 23 centièmes de son poids d'une matière résineuse amère, très-fusible. (*Note des Traducteurs.*)

N

NAPHTE. *Voyez* BITUME NAPHTE.

NATROLITHE. Natrolithes. *Natrolith.*

On n'a encore trouvé ce fossile qu'à Hœgau près du lac de Constance. Il remplit les cavités d'une roche amygdaloïde à base cornéenne.

Il est d'un jaune d'ocre isabelle marqué de stries blanches, compacte, d'une texture fibreuse et rayonnée. Il est demi-dur, très-aigre et d'une pesanteur spécifique de 2,200.

Cent grains de *natrolithe* rougis dans un creuset d'argent, ont perdu 9 grains en poids. La forme du fossile rougi n'avoit pas changé, mais sa solidité étoit diminuée; sa couleur étoit devenue plus ou moins rougeâtre.

L'action du chalumeau le réduit aisément et sans bouillonnement en un verre blanc. Exposé au four de porcelaine dans un creuset d'argile, il fond en un verre brunâtre, et dans un creuset de charbon, en verre bleuâtre.

En raison de la quantité considérable de soude que Klaproth y a trouvée, il lui a donné le nom de *natrolithe*.

Ce fossile est composé, d'après ce chimiste, de

Silice	48,00
Alumine	24,25
Oxide de fer . . .	1,75
Soude	16,50
Eau	9,00
	99,50

NATRUM. *Voyez* SOUDE.

NATURE. *Voyez* PHYSIQUE.

NEPHELINE. Sommit. *Weisser Hyacinth.*

Delamétherie a donné à ce fossile le nom de *som-*

mite du mont Sommet, où il a été trouvé le premier; il existe ordinairement dans des laves anciennes. Il est en prismes hexaèdres ou en tables carrées. Ce fossile est d'un blanc de neige et très-éclatant, sa cassure est compacte, il raye le verre. Sa pesanteur spécifique est de 3,2741 ; il est infusible au chalumeau.

Ses parties constituantes sont, d'après Vauquelin,

Alumine.	49
Silice	46
Chaux	2
Oxide de fer	1
	98

NEUTRALITÉ. Neutralitas. *Neutralitæt.*

Lorsqu'on ajoute à une dissolution alcaline un peu d'acide, il en résulte une liqueur homogène. Dans ce cas, l'acide est fortement combiné avec une grande quantité d'alcali, tandis que celui-ci n'est que foiblement uni par la petite quantité d'acide. On peut donc en séparer une partie d'alcali par une foible affinité, c'est-à-dire que le composé agit comme alcali. En continuant d'y ajouter de l'acide, l'alcali s'unit plus intimement; avec une plus grande quantité d'acide, l'inverse a lieu: l'acide sera foiblement combiné, tandis que l'alcali le sera fortement; dans ce cas, le composé agit comme acide. Entre ces deux états, se trouve un troisième dans lequel la liqueur n'est ni alcaline, ni acide, état qu'on appelle *neutralité chimique.*

Parmi les bases salifiables, il n'y a que les terres et les alcalis qui soient propres à fixer les acides.

Tous les sels métalliques agissent comme acide, et Berthollet donne à cette idée une trop grande extension, s'il l'applique aux combinaisons des bases métalliques avec les acides.

Voyez Statique chimique, t. 2, p. 395.

NICKEL (Mines de). On ne connoît que trois minérais de *nickel.*

1° Le *nickel natif* qui est combiné d'après Klaproth avec l'arsenic et le cobalt dans le *nickel* capillaire (Haarkies) de Johann Georgenstadt;

2° Le *kupfernickel*, combinaison de *nickel*, de fer, de cobalt, d'arsenic et de soufre;

3° Le *nickel oxidé*. On trouve en outre le *nickel* dans la crysoprase et dans les aérolithes.

Pour retirer le *nickel* du kupfernickel, on calcine ce dernier dans un têt à rôtir avec la poussière de charbon, pour volatiliser en partie le soufre et l'arsenic. On mêle la poudre grillée avec trois fois son poids de flux noir que l'on fait fondre à la forge dans un creuset couvert de sel marin. Après le refroidissement, on trouve sous les scories du *nickel métal*.

Ce *nickel* contient encore du fer, du cobalt et de l'arsenic; c'est le *nickel* que Cronstedt a employé pour ses expériences.

Bergmann a ramené le *nickel* à un bien plus grand degré de pureté par des grillages répétés de la mine. Le *nickel* réduit étoit toujours attirable à l'aimant, propriété que Bergmann attribua à la présence du fer, et il en conclut que les dernières parties du fer étoient inséparables du *nickel*.

Proust traita la mine du *nickel* grillée par le résidu de la distillation de l'éther. Il sépara les oxides de la liqueur par le procédé suivant: on précipite le fer par la potasse; le fer séparé, on enlève au liquide le cuivre, l'arsenic et le bismuth; ce que l'on fait par un courant de gaz hydrogène sulfuré.

On filtre la liqueur, et on fait cristalliser par évaporation. Les cristaux sont composés de sulfate de cobalt et de sulfate de *nickel*. Comme le sulfate alcalin de cobalt est plus soluble que celui de *nickel*, on parvient à les séparer en faisant cristalliser ce dernier.

Lorsque le précipité obtenu du sulfate de *nickel* et dissous par l'ammoniaque, se dépose par l'évaporation sans qu'il y reste du cobalt, on peut être assuré de sa pureté.

Thenard recommande de traiter la mine bien grillée

par l'acide nitrique ; il reste un arséniate de bismuth insoluble.

Il précipite le cuivre de la liqueur par l'hydrogène sulfuré.

On mêle la liqueur filtrée avec un excès d'hydro-sulfure de potasse, ou dissout le précipité par l'acide nitrique ; on filtre et on en sépare le soufre ; ou précipite ensuite le liquide filtré par la potasse.

Le dépôt provenant de la potasse est composé d'oxide de *nickel*, de cobalt et de fer.

Pour séparer ces trois substances, on les mêle avec du muriate suroxigéné de chaux, et on traite ensuite par l'ammoniaque. On fait évaporer la liqueur ammoniacale, et l'oxide de *nickel* se précipite. Cet oxide chauffé avec de l'huile, du noir de fumée et du borax, ne s'est pas entièrement réduit.

Richter verse sur la mine de *nickel* grillée avec du charbon en poudre, les $\frac{2}{3}$ d'acide sulfurique concentré, étendu préalablement de 2 parties d'eau. On ajoute au liquide bouillant du nitre, jusqu'à ce qu'il refuse de s'y dissoudre. On fait évaporer à siccité, et on chauffe jusqu'à ce que les vapeurs rouges disparoissent.

On lessive la masse et on la dessèche ; le résidu est de l'arséniate de fer et de bismuth. On verse dans la liqueur filtrée du carbonate de potasse, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence. Par ce moyen, on parvient à précipiter le reste du bismuth et du fer.

On fait évaporer à siccité, et on chauffe fortement pour sublimer le cuivre. On dissout le résidu dans l'acide sulfurique, et on y ajoute du sulfate d'ammoniaque. Au bout de quelques jours de repos, il se précipite encore de l'oxide de fer qu'il faut séparer. Par une évaporation douce et par le refroidissement, le sulfate ammoniaco de *nickel* vert se cristallise, et ensuite le sel triple de cobalt qui est rouge.

Les cristaux de *nickel* purifiés par des dissolutions répétées, donnent l'oxide pur.

D'autres moyens de purifier le *nickel*, ont été indiqués par Bucholz, Hermbstædt et Philips.

D'après Lampadius, on peut retirer le *nickel* du minérai

de plomb. Les scories de plomb à Freyberg composées de *nickel*, de cobalt, de fer, et d'arseuic, pourroient rendre 100 quiutaux de *nickel* pur (1).

Dans le four de porcelaine, à Vienne, on a calciné la mine de *nickel* plus de 300 fois; néanmoius Klaproth a trouvé dans cette masse du cuivre et de l'arsenic combinés avec le *nickel*; dans cet état le *nickel* n'étoit point attirable à l'aimant.

On obtient le *nickel* le plus pur, d'après Klaproth, en le séparant de la chrysoprase et de la pimélite; mais la rareté de ces fossiles et la petite quantité de *nickel* qu'ils contiennent, rendent son extraction très-coûteuse.

NICKEL. Niccolum. *Nickel.*

Le *nickel* a été découvert en 1754, par Cronstedt, dans un fossile appelé par les minéralogistes, *kupfernickel.* Bergmann, engagé par les faits négatifs de Sage et Monnet, confirma la découverte de Cronstedt.

La couleur du *nickel* pur tient, selon Richter, le milieu entre l'argent et l'étain; d'après Tourte entre le platine et l'acier. Il est susceptible de prendre un beau poli. Il est très-ductile et peut être battu en lames minces, même à froid. D'après Richter, on peut en faire des lames d'une épaisseur moindre que $\frac{1}{100}$ de pouce. D'après le même chimiste, on peut en tirer des fils de $\frac{1}{50}$ de pouce de diamètre.

La soudure n'a réussi que très-imparfaitement à Tourte.

La pesanteur spécifique du *nickel* est, selon Richter et Tourte, de 8,279 à 8,932.

Il est peu élastique et peu dur, mais sa ténacité est très-considérable. On peut le limer facilement, mais la lime en est attaquée.

La conductibilité du *nickel* pour le calorique est très-considérable. Des fils couverts de cire et chauffés également à une des extrémités, la cire sur le fil de *nickel* fondit la première, et celle sur le zinc à la fin.

---

(1) *Voyez* Annales de Chimie, t. 69, une note de M. Robiquet sur la purification du *nickel* par l'hydrogène sulfuré. (*Note des Traducteurs.*)

Le *nickel* est au moins aussi réfractaire que le manganèse.

Le métal ne s'oxide pas à l'air humide. A la chaleur rouge il se couvre d'un vert grisâtre et ressemble au bronze antique. Cette couche peut être enlevée par l'acide nitrique étendu, et le métal reparoît avec tout son éclat.

La poudre, d'un gris verdâtre, est l'oxide au *minimum*. Cent parties de cet oxide sont composées de *nickel* 80, oxigène 20.

Lorsqu'on chauffe cet oxidule dans un creuset couvert, il passe au noir. L'oxidule gris se dissout tranquillement dans l'acide muriatique, tandis que l'oxide noir s'y dissout avec dégagement de gaz muriatique oxigéné; l'oxidule peut être converti en oxide par l'acide muriatique oxigéné, mais non par l'acide nitrique.

Thenard a obtenu cet oxide noir par la calcination de l'oxide vert, et encore mieux par le muriate suroxigéné de chaux. Il se dissout dans l'acide sulfurique et nitrique avec dégagement de gaz oxigène.

Bucholz a adopté, comme Proust, 2 degrés d'oxidation de *nickel*. Celui au *minimum* est vert (Proust attribue cette couleur à l'eau ou à l'acide carbonique), et l'autre est gris. L'oxide vert, privé d'acide carbonique, est insoluble dans l'ammoniaque, mais il se dissout, d'après Klaproth, dans le carbonate d'ammoniaque. L'oxide vert, converti en oxide gris, n'est pas soluble dans l'ammoniaque ni dans le carbonate d'ammoniaque.

Le même chimiste a donné les caractères suivants à un oxide de *nickel* exempt de cobalt.

Il se dissout dans l'acide muriatique sans former un atome de gaz muriatique oxigéné. Les traits que l'on fait de cette dissolution sur le papier, ne doivent pas verdir par la chaleur.

Dissous dans l'acide nitrique et converti en sel triple par l'ammoniaque, il re•e une liqueur claire d'un bleu pur.

Une dissolution de l'oxide dans l'ammoniaque, tenue vers la lumière, ne doit pas lancer des rayons violets, mais des rayons bleus verdâtres. *Voyez* Bucholz, Journal de Chimie, t. 2, p. 282.



Klaproth, en vitrifiant la chrysoprase avec la soude, a remarqué que l'oxide de *nickel* pouvoit se réduire sans addition de corps combustibles; ce qui a été confirmé par Proust et Richter.

Le *nickel* brûle dans le gaz oxigène avec étincelles, et se convertit en un oxide d'un vert grisâtre.

D'après Cronstedt, on peut combiner le *nickel* avec le soufre par la fusion. Cent parties de *nickel* se combinent, d'après Proust, avec 46 à 47 de soufre; il y a cependant quelques doutes sur ces proportions, car au moment de l'union il observa une forte lumière.

Le phosphore s'unit au *nickel*, d'après Pelletier; le phosphure est blanc. Il contient à peu près 17 centièmes de phosphore.

Les alcalis fixes n'attaquent pas le *nickel* par la voie humide : l'oxide s'y dissout en petite quantité et présente une liqueur jaune.

L'oxide de *nickel* communique différentes couleurs au verre. Un mélange de 80 parties de silice, de 60 de potasse carbonatée, et de 3 parties d'oxide de *nickel*, donne un vert violet. Parties égales de silice et de borax calciné avec $\frac{1}{20}$ d'oxide de *nickel* donnent un verre d'un brun clair. Si l'on prend au lieu de borax de l'acide phosphorique vitrifié, le verre est d'un jaune de miel et pas entièrement clair. Il est remarquable que l'oxide de *nickel* forme, avec la potasse, un verre bleu, tandis qu'il fournit, avec la soude et le borax, un verre d'un rouge d'hyacinthe.

Richter a observé que l'oxide de *nickel* mêlé au vernis de la porcelaine, prenoit une nuance brune désagréable; il se réduit à l'état métallique.

Cronstedt a allié le *nickel* avec le platine par la fusion. On n'est pas parvenu à l'unir avec le mercure. Il décompose le cinabre; le mercure se volatilise et il reste un sulfure de *nickel*.

Le *nickel* pur se combine avec l'argent par la fusion; la couleur et la ductilité de l'argent ne changent pas sensiblement. Le nitrate d'argent est précipité par une lame de *nickel*, et le sulfure d'argent cède dans la fusion son soufre au *nickel*, et il reste de l'argent pur.



L'union du *nickel* avec le bismuth donne, selon Cronstedt, un alliage feuilleté très-aigre.

Avec le zinc, le *nickel* forme un alliage aigre, pourvu qu'il soit exempt de fer et d'arsenic. En faisant digérer une dissolution de nitrate de *nickel*, avec une lame de zinc, il se forme un précipité verdâtre, composé d'oxide de zinc et de *nickel*.

L'alliage de *nickel* et d'étain est, selon Cronstedt, d'un blanc brillant, qui s'enflamme à une chaleur convenable: Cet alliage calciné sous la moufle, forme une espèce de végétation. Les dissolutions de *nickel* ne sont pas précipitées par l'étain.

Les acides sulfurique et muriatique ont peu d'action sur le *nickel*. Les meilleurs dissolvants de ce métal sont l'acide nitrique et l'acide nitro-muriatique.

Les autres oxides se combinent avec l'oxide de *nickel* et forment des sels.

Les prussiates alcalins précipitent les sels à base de *nickel*, en jaune brunâtre; si le *nickel* est impur, la couleur du précipité est d'un vert grisâtre.

L'hydro-sulfure de potasse y forme un précipité noir, tandis que l'eau chargée d'hydrogène sulfuré n'y opère aucun changement.

La teinture de noix de galle précipite le nitrate de *nickel* bien neutre, en brun foncé.

Le *nickel* est précipité de ses dissolutions par le fer, le zinc, le manganèse et le cobalt.

Tous les sels à base de *nickel* se convertissent, selon Proust, en les projetant dans une lessive de potasse bouillante, en *hydrate* qui est d'un vert plus foncé que le carbonate de *nickel*. La potasse ne dissout pas cet *hydrate* par l'ébullition. L'*hydrate* de *nickel* se dissout sans effervescence dans les acides, et la dissolution ne contient pas une trace d'acide et de sel dont l'*hydrate* est précipité. Proust prétend que l'oxide de *nickel* se trouve dans les sels en état d'*hydrate*.

Le *nickel* détonne foiblement avec le nitre. L'oxide reste avec la potasse et peut en être séparé par l'eau. Le nitre augmente l'intensité de couleur dans les verres d'hyacinthe de *nickel*, et il rétablit la cou-

leur si elle a disparu par une fusion continue au chalumeau.

Le muriate d'ammoniaque n'est pas décomposé par l'oxide de *nickel*.

Les sulfures alcalins fondus avec le *nickel*, donnent une masse verdâtre, dont la dissolution dans l'eau retient une partie de *nickel* qui en peut être précipité par un acide. La liqueur dépose d'elle-même un mélange de soufre et de *nickel*.

Le *nickel* est non seulement attirable à l'aimant, mais il est susceptible d'aimanter comme le fer. Cette propriété lui reste, d'après Richter, même étant allié avec le cuivre ; l'arsenic détruit sa force magnétique.

Tourte qui fit, avec son exactitude ordinaire, une aiguille pour le cabinet royal, observa que de petites particules d'arsenic n'influoient pas beaucoup sur la force magnétique du *nickel*; il s'est assuré qu'une quantité considérable d'arsenic étoit très-nuisible.

Thenard a éprouvé cet inconvénient en faisant fondre ensemble parties égales de *nickel* et d'arsenic. Le fer perd aussi sa propriété magnétique quand il contient la moitié d'arsenic.

Tourte a trouvé que l'oxidation des métaux détruisoit singulièrement la force magnétique, et que tout dépendoit du poli de la surface métallique.

Le même chimiste a remarqué qu'une lame de *nickel* pouvoit se diviser, quant à sa propriété magnétique, en 2 parties. L'une, la plus considérable, montroit généralement + M ; l'autre, qui faisoit à peu près $\frac{1}{5}$ de la lame, montroit — M. Il y avoit entre les deux un point o. Si l'on fait rougir une seule fois la lame, la force est moindre, mais les pôles ne changent pas. Après une calcination six fois répétée, toute les propriétés magnétiques disparurent ; une forte aiguille aimantée se comporta de la même manière. Tourte conclut de ces expériences que le *nickel* conserve mieux son magnétisme que le fer (1).

---

(1) *Voyez* Annales de Chimie, t. 71, des Remarques sur quelques propriétés du *nickel*, par M. Tourte, professeur à Berlin.

On a trouvé dans le cabinet de feu Richter, une barre de *nickel* de 16 onces en poids, dont il avoit fixé le prix à 12 fr. le gros.

Le nicolanum de Richter, contenu dans les mines de cobalt de Saxe, diffère du *nickel* en ce que son oxide ne se réduit pas par la simple chaleur. Cette substance ne peut pas être reconnue métal particulier que dans le cas où des expériences ultérieures prouveroient que Richter ne s'est pas trompé.

Voyez Bergmann, Opusc., t. 2, p. 231; Klaproth, Mém. de Chimie; Theuard, Mém. de Chim, t. 50, p. 117; Proust, Journ. de Physique, t. 57, p. 169.

NITRATES. L'acide nitrique se combine avec les bases, et forme des sels qu'on appelle *nitrates*.

Les propriétés générales de ces sels sont :

D'être solubles dans l'eau, et cristallisables par refroidissement.

Lorsqu'on les fait rougir avec des corps combustibles, il y a détonnation accompagnée de combustion.

L'acide sulfurique en dégage de l'acide nitrique.

Chauffés avec l'acide muriatique, il se dégage de l'acide muriatique oxigéné.

La chaleur les décompose, et en dégage du gaz oxigène.

NITRATES ALCALINS.

Nitrate d'ammoniaque. Ce *nitrate* étoit connu de Mayow; il l'obtint en saturant l'ammoniaque par l'acide nitrique.

Ce sel, par une évaporation à 37 degrés centig. et un refroidissement lent, cristallise en prismes hexaèdres. Evaporé à 100 degrés centig., on a de petits cristaux filamenteux. A une température plus élevée, il reste une masse transparente. Ces différences dépendent d'une plus ou moins grande quantité d'eau de cristallisation que retient le sel.

Il a une saveur âcre-amère; sa pesanteur spécifique est de 1,5785. Il se dissout dans 2 parties d'eau à 15 degrés centig., et dans la moitié de son poids d'eau bouillante. Il attire l'humidité de l'air.

Le *nitrate d'ammoniaque* se fond à 360 degrés Fahr.;

à 450° degrés Fahr. il se décompose, et une partie se sublime.

Lorsqu'on décompose ce sel à une température qui ne surpasse pas 500 degrés Fahr., il se convertit entièrement en gaz oxide d'azote et en eau, dans le rapport, selon Davy, de 4 à 6. Exposé à une chaleur de 600 degrés Fahr., il y a explosion ; il se forme entre les deux substances nommées de l'acide nitreux, du gaz azote et du gaz nitreux.

C'est en raison de cette détonnation qu'on appeloit autrefois ce sel *nitrum flammans*.

Ce *nitrate* est entièrement décomposé, et même à froid, par la barite, la strontiane, la chaux et les alcalis fixes ; ces bases s'emparent de l'acide, et l'ammoniaque se dégage. La magnésie forme avec lui un sel triple par la voie humide. A l'aide de la chaleur, le *nitrate d'ammoniaque* est entièremeut décomposé par la magnésie.

Les parties constituantes du *nitrate d'ammoniaque* sont, selon

	Kirwan,	Fourcroy,
Acide nitrique. .	57	46
Ammoniaque . .	23	40
Eau	20	14
	100	100

D'après Davy, dans le *nitrate*

	prismatique,	filamenteux,	compacte,
Acide	69,5	72,5	74,5
Ammoniaque . .	18,4	19,3	19,8
Eau.	12,1	8,2	5,7
	100	100	100

Vairo dit avoir trouvé ce sel avec le nitre dans la mine de Molfetta. On le trouve aussi quelquefois accompagné de *nitrate* de chaux.

Nitrate de potasse, Nitre, Salpêtre. Kali nitricum. *Salpetersaures Kali*, *Salpeter*.

Ce sel cristallise en grands prismes striés à 6 pans, terminés par une pyramide à 6 faces.

Sa pesanteur spécifique est de 1,9369 ; et, lorsqu'il est desséché, de 2,100, suivant Klaproth. Il a une saveur fraîche, saline, un peu amère.

Il est très-fragile, et fait un bruit sous la pression de la main.

Il se dissout dans 7 parties d'eau à 15 degrés centig. ; l'eau bouillante en dissout presque son poids.

Le nitre n'éprouve aucune altération à l'air.

Il se fond avant d'être rouge, et se fige par le refroidissement en une masse opaque ; alors il a perdu son peu de cristallisation.

A la chaleur rouge, l'acide nitrique se décompose ; il se dégage d'abord du gaz oxigène, qui est mêlé vers la fin de gaz nitreux, de gaz oxide d'azote, et de gaz azote. Il reste dans la cornue de la potasse pure. Il est rare que le vaisseau distillatoire résiste jusqu'à la fin.

Lorsqu'on fait bouillir une dissolution de nitre, une partie du sel se volatilise avec l'eau, selon Wallerius, Kirwan et Lavoisier.

Mêlé avec des corps combustibles, il détonne plus fortement que tous les autres *nitrates*. Avec un tiers de charbon, et projeté dans un creuset rouge, la combustion est vive. Il se dégage du gaz acide carbonique et du gaz azote ; il reste du carbonate de potasse, appelé *nitre fixé par le charbon*. Les alchimistes faisoient cette détonnation dans une cornue de grès tubulée. Ils appelèrent la petite quantité d'eau qui étoit passée dans la cornue, *clyssus* ; ils lui attribuoient des effets merveilleux.

Lorsqu'on lave bien le gaz provenant du nitre et du charbon, il reste du gaz azote pur. D'après Hildebrand, il passe dans cette opération un gaz d'une nature particulière.

Pour l'obtenir, on fait rougir un canon de fusil rempli d'un mélange de 5 parties de nitre et de 1 partie de charbon ; on lave le gaz avec soin. Dans cet état, il ne trouble plus l'eau de chaux, mais il rougit la teinture de tournesol, et il a l'odeur de l'acide nitrique. Journal de Chimie, t. 5, p. 326.

Le nitre fondu est appelé dans les pharmacies *sel de*



prunelle ou *cristal minéral;* on ajoute quelquefois un peu de soufre à la fusion.

Lorsqu'on fait rougir parties égales de nitre et de soufre, il se forme du sulfate de potasse qu'on appeloit autrefois *sel polychreste de Glaser.*

Quant au mélange du nitre avec le charbon et le soufre, *voyez* art. POUDRE A CANON.

Le nitre est composé, selon Bergmann, de

Acide nitrique . . .	31
Potasse.	61
Eau	8
	100

Le nitre desséché à 21 degrés centigr. contient, d'après Kirwan :

Acide	44,0
Potasse.	51,8
Eau	4,2
	100

Thénard a trouvé 53 de potasse et 47 d'acide nitrique.

Le nitre est décomposé par les sulfates de soude, d'ammoniaque, de magnésie, par le muriate et l'acétate de barite.

Le nitre se trouve dans quelques eaux minérales de la Hongrie.

Dans l'Inde, en Amérique et en Espagne, on le rencontre à la surface de la terre. On trouve des masses remarquables de nitre dans les mines de Molfetta en Apulie, en Hongrie, etc.

Certains végétaux en contiennent. Klaproth l'a trouvé cristallisé dans l'extrait d'*anethi,* dans le suc de betteraves qui étoient venues près d'étables à moutons.

Dans l'Inde, et surtout aux bords du Gange, dans les districts de Bulliah, Laram et Haipur, le nitre se trouve en abondance. On le récolte après le temps pluvieux, au mois d'octobre. On lessive la terre, et on en retire le nitre par des cristallisations répétées.

Quelquefois on laisse la terre salpêtrée pendant plusieurs

mois en tas, qu'on remue de temps en temps. Par ce moyen, l'oxigène et l'azote de l'atmosphère se réunissent et se combinent avec la base alcaline; ce qui augmente la quantité de salpêtre.

La terre des environs, qu'on lessive tous les ans, peut être regardée comme une source inépuisable de nitre, surtout quand les bestiaux vont paître dessus.

La formation du nitre est sujette à plusieurs conditions : il se forme dans les endroits où il existe des matières organiques en putréfaction, dans des lieux où l'air est calme et humide ; il ne faut ni une obscurité absolue, ni trop de soleil.

Le calcaire poreux, un peu ocré et alumineux, paroît le plus propre à la formation du nitre; l'exposition du mur vers le nord est préférable.

Le nitre contenu dans les plâtras, la marne, les tufs, le mortier, est toujours du nitrate calcaire, tandis que celui retiré des étables est du *nitrate de potasse*.

Dans la formation du nitre, il s'agit de réunir l'oxigène et l'azote pour produire de l'acide nitrique.

L'azote étant à l'état de gaz est peu propre à se combiner; il faut donc, avant qu'il s'unisse au calorique, lui offrir de l'oxigène. La putréfaction des substances organiques présente cet avantage. L'azote devenant libre, est attiré par l'oxigène, et il se forme de l'acide nitrique.

Lorsque les substances végétales, privées long-temps de lumière et d'air, sont converties en un résidu noir terreux, il suffit de les exposer à l'air; alors la formation du nitre a lieu.

On remarque le même phénomène en mettant à l'air le sol des écuries, des étables et des caves; l'azote se combine aussitôt avec l'oxigène de l'air.

Comme les terres calcaires et crayeuses se combinent avec l'acide nitrique, elles sont très-propres à la formation du nitre. On les mêle avec les débris de substances organiques.

Pour les disposer, il faut les faire entrer en putréfaction dans des endroits frais, obscurs, et les mettre ensuite à l'air.

Les plantes vénéneuses azotées sont plus propres à passer

à la putréfaction, comme la ciguë, la jusquiame, le tabac, les choux, l'ortie, etc.

Les produits mous des animaux herbivores sont préférables à ceux des carnivores.

Le sang est, de tous les liquides, celui qui produit le plus de salpêtre ; l'urine forme une trop grande quantité de muriates.

En Prusse, on mêle 5 parties de terre noire végétale, provenant des caves ou d'autres endroits souterrains, avec 1 partie de cendre lessivée et de paille d'orge. On pétrit le tout avec l'eau de fumier, et on en construit des murs de 20 pieds de long sur 6 à 7 pieds de hauteur.

On comprime la masse qu'on projette entre deux planches, qui servent à maintenir le mur. On couvre le bâtiment, construit dans un endroit humide à l'abri du soleil, avec un toit de paille, qu'on humecte de temps en temps, et au bout de quelques années on lessive.

A Malte, on fait des tas de calcaire poreux, de paille lessivée et de fumier. On les humecte d'un mélange d'eau-mère de nitre, d'urine, et d'eau de fumier. Quand le fumier est entièrement putréfié, on le remplace par une pâte faite avec du fumier et de l'eau. La première année, on y répand tous les mois de la chaux éteinte; au bout de 3 ans on lessive.

En Suède, où les tas sont formés de paille, de chaux, de cendre et de terre de prairie, on les humecte d'urine et d'eau putride.

Ces tas donnent du nitre pendant 10 années consécutives. La deuxième année, on commence à enlever le salpêtre avec des balais, et on les arrose d'eau-mère de nitre étendu. Le résidu épuisé est un excellent engrais pour le chanvre et le lin.

Dans le canton d'Appenzell, en Suisse, on construit des murs de salpêtre avec une terre poreuse prise au-dessous des étables, qui absorbe l'urine. Une étable moyenne donne 10 quintaux de nitre par an.

Avant de lessiver, il faut s'assurer si la terre contient assez de salpêtre.

L'aspect et la saveur de la terre sont déjà de très-bons

indices; il se gerce et s'effleurit; on ne voit pas croître des végétaux à sa surface, ni dans ses jointures.

Elle a une saveur salée. On en prend des couches dans plusieurs endroits, et on les laisse quelque temps à l'air avant de les lessiver.

On met la terre dans des tonneaux ou dans des vaisseaux de pierre munis d'un robinet à la partie inférieure; et pour que la terre ne bouche pas le canal, on met sur l'ouverture l'intérieur de la paille.

On remplit à trois doigts près de terre salpêtrée, et on y met assez d'eau pour la couvrir entièrement. Au bout de 6 heures, on ouvre le robinet, et on laisse couler la lessive dans un cuvier.

Cette première eau ne contient pas encore assez de nitre pour mériter d'être évaporée; comme la terre en retient encore, on verse la même eau sur 3 terres différentes, dont l'une a été lessivée 2 fois, l'autre une fois, et une autre qui ne l'a pas été.

Pour décomposer le *nitrate* de chaux, il faut ajouter de la potasse.

Dans quelques établissements, on mêle de la cendre avec les terres, d'autres mettent une couche de cendre au fond des tonneaux; d'autres (ce qui est le plus avantageux) mêlent une lessive de cendre à celle du *nitrate* calcaire. Dans quelques salpêtreries, on emploie le sulfate de potasse, résidu de la distillation de l'eau forte (Bérard).

Lorsque la lessive est saturée, on fait évaporer dans des chaudières de cuivre ou de fer. A mesure que l'eau s'évapore, on ajoute de nouvelle lessive. On concentre jusqu'à ce qu'un peu de liquide enlevé, cristallise par le refroidissement.

On verse alors la liqueur dans des cristallisoirs de bois, de terre ou de cuivre, et le nitre cristallise sur les parois. On décante l'eau-mère, et on incline le vaisseau pour laisser égoutter toute l'humidité.

Si l'on n'a pas ajouté une quantité suffisante de potasse, il se dépose au fond des cristallisoirs une masse visqueuse composée de muriate et de *nitrate* de chaux.

On mêle à l'eau-mère une nouvelle quantité de lessive de nitre, et on fait évaporer.

Si le nitre contient une quantité considérable de sel marin, on peut l'enlever avec une eau-mère, à mesure qu'il se précipite. On le met dans un panier d'osier suspendu au-dessus de la chaudière pour le laisser égoutter.

Comme ce nitre de première cuite coutient encore beaucoup de sels étrangers, des muriates alcalins et terreux, on le fait dissoudre dans son poids d'eau bouillante; alors le nitre cristallise par le refroidissement, et les autres sels restent dans l'eau-mère.

Le nitre provenant d'une troisième cristallisation, est appelé *nitre de troisième cuite*.

En France, on fait dissoudre 2000 livres de nitre brut dans 1600 livres d'eau bouillante dans une chaudière de cuivre. On enlève l'écume, et on y ajoute 12 onces de colle dissoute dans 10 livres d'eau que l'on étend de 4 seaux d'eau froide. On écume et on enlève le sel marin.

On verse la lessive dans des vaisseaux de cuivre munis d'un couvercle de bois. On les ferme bien pour éviter le contact de l'air. Au bout de 4 à 5 jours, le nitre est cristallisé.

Le nitre de deuxième cuite se fait à peu près de la même manière.

La théorie de ces purifications est toute simple. Les terres étant insolubles, se séparent avec l'écume ou tombent au fond de la chaudière, avec les muriates de potasse et de soude. Une partie du sel marin en solution, cristallise à la surface, et se mêle à l'écume; les muriates et les *nitrates* terreux, restent dans l'eau-mère.

A l'époque de la révolution française, on eut besoin de raffiner une grande quantité de nitre. On lava le nitre brut, comme Baumé l'avoit indiqué, par l'eau froide. Ce mode a été perfectionné par Carny et par d'autres chimistes.

Le lavage consiste à verser sur 5 à 6 livres de nitre cassé, 20 pour cent d'eau, et on remue bien.

Au bout de 7 heures, le liquide acquiert 25 à 35 degrés. On décante la lessive et on y verse encore 19 pour cent d'eau, qu'on retire au bout d'une heure.

On traite enfin le nitre pour la troisième fois avec 5 centimètres d'eau.

Après avoir enlevé cette dernière lessive, on dissout

le nitre dans la moitié de son poids d'eau bouillante. La dissolution marque 66 à 68 degrés à l'aréomètre de Baumé.

On verse la liqueur dans des cristallisoirs de plomb très-larges, et de 15 pouces de profondeur. Au bout de 6 heures, les 2 tiers de nitre sont cristallisés. Pour avoir le nitre en petites aiguilles, on agite la liqueur continuellement.

Dès que les cristaux se forment, on les pousse vers le bord du cristallisoir, on les met ensuite dans des paniers pour les laisser égoutter.

On porte alors le nitre dans des caisses à double fond en forme d'entonnoir, et munies de petits trous. On le lave avec 5 pour cent d'eau, et on le fait dessécher.

Toutes les eaux de lavage peuvent encore être employées pour en retirer le nitre et le sel marin.

Ce mode de raffinage est préférable à l'ancien, en ce qu'il exige moins de combustible et moins de temps. Le nitre ainsi obtenu se dessèche plus promptement, et fait éprouver peu de perte. Voyez *Chaptal*, Elémens de chimie, et sa Chimie appliquée aux arts. *Riffault.*

On ignore si les anciens ont connu le salpêtre. Le sel dont Pline fait mention, est du natrum ou du carbonate de soude.

Roger Bacon dit cependant qu'avec un mélange de nitre, de soufre et de charbon, on pouvoit imiter le tonnerre.

Stahl qui partoit du principe qu'il n'y avoit qu'un seul acide, croyoit que l'acide nitrique dans le nitre, étoit combiné avec le phlogistique.

Lémery pensoit que le nitre étoit tout formé dans les substances organiques. Thouvenel et d'autres chimistes français ont répandu beaucoup de lumière sur la théorie de la formation du nitre. Thouvenel démontra qu'il ne falloit qu'une base calcaire, la chaleur et de l'air sec un peu calme.

Ces circonstances réunies, l'acide nitrique se forme, et l'alcali se manifeste; ce dernier fait n'est pas encore bien éclairci, et mérite beaucoup d'attention.

Le nitre est employé pour la préparation de la poudre,

pour extraire l'acide nitrique ; on s'en sert aussi dans la métallurgie et dans beaucoup d'arts.

Voyez les différens traités sur le salpêtre, par *Simon*, *Weber*, *Reuss*, *Fiedler*, *Lampadius* et *Trommsdorff*; Recueil des mémoires sur la formation du salpêtre, Paris, 1786.

Nitrate de soude. Lorsqu'on sature l'acide nitrique par la soude, on obtient un sel qui cristallise en rhombes ; on l'appeloit autrefois *nitre cubique* ; ce sel a une saveur fraîche, un peu amère. Sa pesanteur spécifique est de 2,0964 ; il se dissout dans 3 parties d'eau à 15 degrés centig. ; l'eau bouillante n'en dissout pas une quantité beaucoup plus grande ; aussi ne peut-on pas l'obtenir par le refroidissement, mais bien par l'évaporation. Il n'est pas si fusible que le *nitrate* de potasse.

Par la détonnation avec le charbon, il donne une belle couleur rouge.

Il paroît que l'acide nitrique du *nitrate de soude*, ne se décompose pas aussi complétement que celui du *nitrate* de potasse mêlé avec le charbon et le soufre.

Proust a obtenu en faisant rougir le *nitrate de soude* avec le charbon et le soufre, un mélange de gaz acide carbonique, de gaz oxide d'azote et de gaz nitreux.

Le *nitrate de soude* possède à un haut degré la propriété de grimper sur les parois du cristallisoir (Bucholz).

Il est décomposé par la potasse.

Ses parties constituantes sont, d'après Bergmann:

Acide nitrique	43
Soude.	32
Eau	25
	100

Celui desséché à 400 degrés Fahr., contient, d'après Kirwan :

Acide nitrique	53,21
Soude.	40,58
Eau	6,21
	100

Après l'avoir fait rougir, il y a trouvé:

Acide.	57,55
Soude.	42,34
	99,89

Sage dit que ce sel se trouve mêlé au nitre de l'Inde. Selon Bowles, on l'a aussi rencontré en Espagne.

NITRATES TERREUX.

Nitrate d'alumine. L'alumine se dissout avec facilité dans l'acide nitrique. Par l'évaporation spontanée, le *nitrate* cristallise en lames minces, flexibles. La dissolution chauffée laisse ordinairement une masse gommeuse tenace.

Ce sel est toujours avec excès d'acide. Il a une saveur astringente, il est très-soluble dans l'eau, et attire puissamment l'humidité de l'air.

A la chaleur, il se boursouffle en une masse spongieuse; l'acide nitrique se dégage à la fin.

Toutes les bases salifiables, excepté la silice et la zircone, décomposent ce sel; selon Wenzel, il peut être employé comme mordant dans la teinture.

Nitrate de barite. La barite est soluble dans l'acide nitrique étendu de 6 parties d'eau. On prépare ordinairement ce sel, en décomposant le sulfure de barite par l'acide nitrique.

Il cristallise en octaèdres réguliers ou en petites lames brillantes. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 2,9149, et, selon Klaproth, de 3,125.

Il a une saveur âcre, acerbe; il se dissout dans 12 parties à 15 degrés centig., et dans 3 à 4 parties d'eau bouillante; il cristallise par refroidissement.

Sur des charbons ardents, il décrépite, entre dans une espèce de fusion et se dessèche. A la chaleur rouge, il se décompose, la barite reste pure.

Il détonne avec des corps combustibles, mais moins vivement que le *nitrate* de potasse.

Les alcalis fixes (1) et la chaux ne décomposent pas

(1) Selon Darcet, les alcalis fixes décomposent le *nitrate* de barite. (*Note des Traducteurs.*)

ce sel, mais l'acide phosphorique le décompose en partie.

Il contient, d'après

	Fourcroy et Vauquelin,	Kirwan,
Acide nitrique . . .	38	32
Barite	50	57
Eau	12	11
	100	100

Nitrate de chaux. On obtient ce sel en dissolvant du carbonate de chaux dans l'acide nitrique; en faisant évaporer la liqueur à consistance de sirop, et la mettant dans un endroit frais.

Il cristallise en prismes hexaèdres, quelquefois en aiguilles d'un éclat soyeux argentin. Souvent la liqueur se prend en masse.

Sa saveur est âcre et très-amère. Il se dissout dans le quart de son poids d'eau, à 15 degrés centig.; l'alcool bouillant en dissout partie égale. Il attire puissamment l'humidité de l'air : cette propriété le fait employer à dessécher les gaz.

Chauffé légèrement, il se fond, et coule comme une huile. Après la dessiccation, le sel luit dans l'obscurité. A une plus forte chaleur, il s'en dégage du gaz nitreux, du gaz oxigène et du gaz azote; la chaux reste pure. Il détonne à peine avec les corps combustibles.

Il est décomposé par la barite, la strontiane, et par les alcalis fixes. La silice et l'alumine le décomposent par la chaleur, et en dégagent de l'acide nitrique.

Ses parties constituantes sont, d'après

	Bergmann,	Kirwan,
Acide nitrique. .	43	57,44
Chaux	32	32,00
Eau	25	10,56
	100	100

On trouve ce sel dans les terres salpêtrées et dans l'eau-mère du nitre.

Nitrate de glucine. Ce sel se prépare en faisant dis-

soudre la glucine dans l'acide nitrique. Il est toujours en poudre, ou en masse filamenteuse flexible.

Il a une saveur d'abord sucrée, ensuite astringente. A l'air, il se réduit en liqueur. Il fond à la chaleur, l'acide se dégage, et la terre reste pure. La teinture de noix de galle forme un précipité brunâtre dans sa dissolution ; ce qui distingue ce sel du *nitrate* d'alumine.

Ce sel est décomposé par l'acide sulfurique, par tous les alcalis et les terres, à l'exception de l'alumine, de la zircone et de la silice. Un excès de potasse ou de soude redissout la glucine précipitée.

On n'en a pas encore fait l'analyse.

Nitrate de magnésie. On doit la connoissance de ce sel à Black ; on l'obtient de la saturation de l'acide nitrique par la magnésie.

En faisant évaporer jusqu'au point de cristallisation, on a des prismes tétraèdres obtus ou des aiguilles en faisceau. Sa saveur est âcre, amère ; sa pesanteur spécifique est de 1,736.

Il se dissout dans la moitié de son poids d'eau, à 15 degrés centig. L'alcool en dissout $\frac{1}{9}$ de son poids. Il attire l'humidité de l'air. Par la chaleur, il entre en fusion aqueuse, et prend la forme pulvérulente ; à une température plus élevée, le sel se décompose en totalité : il reste de la magnésie pure. Mêlé avec des corps combustibles et projeté dans un creuset rougi, il détonne foiblement. D'après Van Mons, le sel desséché et mêlé avec du phosphore, détonne sous le choc du marteau.

Il est décomposé par la barite, la strontiane, la chaux et les alcalis fixes. En précipitant la magnésie de l'eau-mère du nitre par la chaux, le précipité n'est jamais pur.

Le *nitrate de magnésie* contient, d'après

	Bergmann,	Kirwan,
Acide nitrique . . .	43	46
Magnésie.	27	22
Eau	30	32
	100	100

L'ammoniaque n'en précipite qu'une partie de magnésie; il reste dans la liqueur surnageante un sel triple. On obtient le même sel en mêlant ensemble une dissolution de *nitrate* d'ammoniaque avec du *nitrate de magnésie*.

Il cristallise en aiguilles. Sa saveur est amère, ammoniacale. Il se dissout dans 11 parties d'eau à 15 degrés centig. L'eau bouillante en dissout une plus grande quantité. Il attire lentement l'humidité de l'air.

Ses parties constituantes sont, d'après Fourcroy :

Nitrate de magnésie .	78
Nitrate d'ammoniaque.	22
	100

Nitrate de strontiane. Klaproth et Hope ont fait connoître ce sel; Pelletier, et surtout Vauquelin, ont examiné ses propriétés.

Pour le préparer, on décompose le sulfure de strontiane par l'acide nitrique; on fait évaporer la solution à siccité; on redissout dans l'eau, et on fait évaporer jusqu'au point de cristallisation.

Le *nitrate de strontiane* cristallise en octaèdres. Il a une saveur fraîche très-piquante. Sa pesanteur spécifique est de 3,0061. Il se dissout dans son poids d'eau à 15 degrés centig., et dans la moitié de son poids d'eau bouillante. Il est insoluble dans l'alcool. A l'air sec, il tombe en efflorescence, et s'humecte à l'air humide.

Exposé à une chaleur vive, il décrépite et perd son eau de cristallisation. A une plus forte chaleur, il se ramollit, se boursouffle et se décompose : la strontiane reste pure.

Mêlé avec des corps combustibles et projeté sur des charbons ardents, on aperçoit à peine quelques étincelles. Avec le charbon et le soufre, dans les proportions de la poudre à canon, il ne brûle, selon Vauquelin, que lentement, avec une flamme verte, et lance des étincelles purpurines.

Les acides phosphorique et boracique à froid décomposent ce sel en partie; à l'aide de la chaleur, la décom-

position est complète. Le *nitrate de strontiane* est décomposé par la barite et par les alcalis fixes.

Ses parties constituantes sont, d'après

	Vauquelin,	Kirwan,
Acide nitrique .	48,4	31,07
Strontiane . . .	47,6	36,21
Eau	4,0	32,72
	100	100

Nitrate d'yttria. Ce sel, préparé par Eckeberg, a été examiné par Vauquelin. On l'obtient en faisant dissoudre l'yttria dans l'acide nitrique. La dissolution a une saveur sucrée, astringente, et ressemble beaucoup au *nitrate* de glucine.

Il ne paroît pas susceptible de cristalliser. Lorsqu'on fait évaporer le liquide à une chaleur un peu forte, le sel se ramollit et prend l'aspect du miel; par le refroidissement, il devient très-dur. Il attire l'humidité de l'air. L'acide sulfurique, versé dans la dissolution, en sépare du sulfate d'yttria en cristaux.

Nitrate de zircone. Pour obtenir ce sel, on fait dissoudre la zircone nouvellement précipitée dans l'acide nitrique concentré. Il reste, après l'évaporation, une masse jaune, tenace, difficile à dessécher. Sa saveur est astringente.

Il est peu soluble dans l'eau; la plus grande quantité reste en flocons gélatineux transparents. L'affinité de la zircone pour l'acide est très-foible; aussi ce sel se décompose-t-il à une légère chaleur. L'acide sulfurique et le carbonate d'ammoniaque y forment un précipité blanc, soluble dans un excès d'acide ou de carbonate d'ammoniaque.

La teinture de noix de galle y forme un précipité blanc soluble, pourvu que le sel ne contienne pas de fer; dans ce cas, le précipité est bleuâtre. Par une addition d'ammoniaque, le liquide, traversé par la lumière, paroît d'un rouge pourpre, et violet si la lumière est réfléchie.

Ce sel, préparé d'abord par Klaproth, a été examiné par Vauquelin.

NITRATES MÉTALLIQUES.

Nitrate d'antimoine. L'acide nitrique attaque l'antimoine ; l'acide et l'eau se décomposent. Il se dégage du gaz nitreux ; il se forme de l'ammoniaque qui se combine avec l'acide, et le métal se convertit en un oxide blanc. Si l'acide retient un peu d'oxide d'antimoine, il en est bientôt précipité par l'eau.

Nitrate d'argent. L'acide nitrique dissout presque la moitié de son poids d'argent. Lorsqu'on opère dans un vase élevé, le gaz nitreux qui se dégage est dissous par l'acide ; ce qui colore en vert sa couche inférieure. Si la couleur verte provient du gaz nitreux, elle se perd par la chaleur ou par une addition d'eau ; elle est permanente si elle doit son existence au cuivre.

Lorsque l'argent est pur, la dissolution est sans couleur, très-pesante et caustique. Elle colore les substances animales en noir ; si elle est concentrée, elle les détruit.

L'acide qui s'évapore par l'effet de la concentration, quelque douce que soit l'ébullition, entraîne de l'argent.

Par l'évaporation, on obtient des cristaux blancs irréguliers, qui sont quelquefois en lames carrées ou en lames à 4 faces. La saveur de ce sel est extrêmement amère et métallique.

Les cristaux sont inaltérables à l'air ; s'ils sont avec excès d'acide, ils attirent l'humidité. Ils se dissolvent dans leur poids d'eau. L'alcool bouillant en dissout, selon Wenzel, $\frac{5}{12}$. La lumière et les corps combustibles noircissent bientôt ce sel et le réduisent en partie.

Le *nitrate d'argent* se fond à une très-douce chaleur, et perd son eau de cristallisation, dont la quantité paroît être peu considérable.

Ce sel n'éprouve, selon Proust, qui l'a tenu long-temps en fusion, qu'un centième de perte. Dans cet état, il est caustique à un haut degré, et constitue la *pierre infernale*. *Voyez* art. Causticité.

Pour préparer la pierre infernale, on fait fondre dans un creuset, à une douce chaleur, des cristaux de *nitrate d'argent*, ou bien le sel pur évaporé à siccité. Pendant la

fusion, il faut éviter qu'il ne tombe du charbon dans le creuset, ce qui occasionneroit une détonation; il faut aussi s'abstenir de tout instrument de fer.

La masse boursoufle d'abord; on la remue avec un tube de verre.

Lorsqu'on emploie le sel évaporé, il y a dégagement de gaz nitreux. Si l'on chauffe le sel cristallisé, c'est de l'eau qui se volatilise, et point de gaz nitreux. Lorsque la masse est en fusion tranquille, on la coule dans une lingotière chauffée et graissée. Une fusion trop long-temps soutenue et une chaleur trop intense réduisent l'argent en partie.

La pierre infernale est d'un gris brunâtre; dans son intérieur, elle renferme des aiguilles ou des rayons, qui partent du centre à la circonférence; elle s'humecte un peu à l'air, et se dissout entièrement dans l'eau.

Comme la pierre infernale pénètre facilement les creusets de terre, il est avantageux d'opérer la fusion dans un creuset de porcelaine, ou dans un vaisseau d'argent. Lorsque le *nitrate* employé contient du cuivre, la pierre infernale est verte, et s'humecte fortement à l'air.

A une chaleur violente, on décompose l'acide en totalité; il reste 0,64 d'argent métallique. Ce sel détonne sur les charbons ardents, et l'argent se réduit.

Selon Dehne, le *nitrate d'argent*, mêlé avec des corps combustibles et chauffé légèrement, détonne spontanément. Mêlé avec du phosphore, la détonnation a lieu sous le choc du marteau.

Ce sel est décomposé, selon mistriss Fulhame, par les gaz hydrogène, acide sulfureux, et le phosphore; l'argent se réduit.

Il est décomposé, de plus, par les alcalis et les terres alcalines; par les acides sulfurique, sulfureux, muriatique, phosphorique, fluorique; par les sulfates, sulfites, muriates, phosphates, fluates, borates et carbonates; par le cuivre et le mercure.

Cent parties d'argent prennent, d'après Proust, 9 ½ à 9 ¾ d'oxigène pour former le *nitrate d'argent*.

Il est composé de

Oxide d'argent . .	69 à 70
Acide nitrique . .	31 à 30
	100

L'acide nitrique se combine aussi avec l'oxidule d'argent. Pour cela, on fait bouillir la dissolution saturée de *nitrate d'argent* avec de l'argent pur pendant une heure. On laisse déposer et on décante. Si l'on veut avoir la liqueur plus concentrée, on la fait évaporer dans une cornue contenant quelques morceaux d'argent.

La dissolution est d'un jaune clair. Evaporée suffisamment, on la verse dans un flacon, où elle se coagule subitement en masse en dégageant beaucoup de calorique.

Pendant l'évaporation, une partie du sel se volatilise, et le métal passe au *maximum* d'oxidation.

Le sel coagulé ne se dissout plus dans l'eau sans déposer une poudre jaune qui est du *nitrate* oxidulé d'argent au *minimum* d'acide.

La dissolution du *nitrate* oxidulé perd sa couleur par le contact de l'air. Au bout de quelques jours, il se cristallise des lames de *nitrate d'argent* oxidé au *maximum*. L'addition d'une petite quantité d'acide nitrique détermine promptement la formation des cristaux.

Le *nitrate* oxidulé d'argent est précipité en noir par l'ammoniaque; le précipité est de l'argent pur, qui ne devient pas fulminant par une longue digestion avec l'ammoniaque.

La potasse caustique le précipite en brun. Le précipité, redissous dans l'acide nitrique, est précipité en noir par l'ammoniaque; preuve qu'il est resté à l'état d'oxidule. Par la dessiccation à l'air, il passe à l'état d'oxide.

L'alcool le sépare comme l'eau en 2 parties. La poudre jaune qui se précipite est le *nitrate* oxidulé au *minimum* d'acide.

Lorsqu'on laisse tomber quelques gouttes de *nitrate* oxidulé dans un verre d'eau bouillante, on observe successivement 3 nuances, le jaune, le rouge et le noir. La poudre noire est de l'argent métal, qui ne disparoît plus par un acide foible.

Le *nitrate* oxidulé d'argent, chauffé dans une cornue, s'épaissit, dégage un peu de gaz nitreux, se fond, et donne un sublimé jaune. Ces phénomènes ne sont pas pro-

duits par le *nitrate* oxidé d'argent. Voyez *Proust*, Journal de Physique, t. 62.

Nitrate d'arsenic. L'acide nitrique agit avec énergie sur l'arsenic; il se dégage du gaz nitreux, et le métal se convertit en oxide blanc. Lorsque l'acide est étendu, une partie d'oxide d'arsenic se dissout et se cristallise. Ces cristaux, qui ont été pris pour du *nitrate d'arsenic*, ne sont souvent que de l'oxide blanc d'arsenic.

Nitrate de bismuth. Le bismuth se dissout avec une grande facilité dans l'acide nitrique. La dissolution est sans couleur. Le *nitrate* cristallise par l'évaporation en aiguilles, et, d'après Sage, en prismes tétraèdres à faces rhombes. Fourcroy a obtenu des tables rhomboïdales semblables au spath d'Islande.

A l'air, ce sel perd une partie de son eau de cristallisation. L'eau en précipite une poudre blanche appelée *magistère de bismuth* ou *blanc de fard*.

Pour avoir ce précipité très-blanc, il faut verser la dissolution nitrique de bismuth goutte à goutte dans beaucoup d'eau distillée. Son poids est 13 fois plus considérable que celui du métal employé.

Cette poudre blanche retient toujours de l'acide nitrique; on peut donc la considérer comme un *nitrate de bismuth* avec excès de base. Par la chaleur, l'acide nitrique se décompose, et il reste une poudre jaune.

Comme ce *nitrate* est peu soluble dans l'eau, il doit se précipiter, parce que l'eau lui enlève une partie d'acide libre. Le gaz hydrogène sulfuré le noircit, et il se vitrifie au feu.

Le bismuth qui reste dans la dissolution peut être considéré comme du *nitrate* acide, et le sel cristallise comme le *nitrate de bismuth* neutre.

Le *nitrate* cristallisé détonne foiblement sur des charbons ardents; il reste de l'oxide jaune de bismuth. Lorsqu'on triture ce sel avec du phosphore, il y a une forte détonnation, d'après Brugnatelli. Il se fond dans un creuset; l'acide nitrique se décompose et il reste de l'oxide de bismuth vitrifié.

L'alcool décompose aussi la dissolution nitrique de bismuth. Les alcalis et les terres en précipitent l'oxide de bismuth.

NITRATE DE COBALT. L'acide nitrique dissout le cobalt à l'aide de la chaleur. La dissolution est rosée et laisse des traits roses sur le papier, qui ne changent pas par la chaleur. Par l'évaporation et le refroidissement, on obtient des cristaux rouges déliquescents, solubles dans l'alcool, qui ne détonnent pas sur le charbon, mais l'acide se dégage et il reste un oxide noir de cobalt.

Le *nitrate de cobalt* est décomposé par les alcalis et les terres. Lorsqu'on le verse goutte à goutte dans l'eau bouillante aiguisée d'un peu de potasse, il se forme un précipité d'un beau bleu qui devient rougeâtre par une longue ébullition, c'est l'*hydrate de cobalt*. Le *nitrate* versé dans une dissolution froide de potasse, donne aussi un précipité bleu, mais il devient vert olive par l'ébullition. C'est un mélange d'oxide noir et d'oxide bleu.

Selon Proust, l'acide nitrique se combine seulement avec l'oxidule de cobalt. L'oxide gris se dissout dans l'acide sans dégagement de gaz nitreux. Quoique cette assertion vienne de Proust, elle est en contradiction avec ce que l'on sait de l'action de l'acide nitrique sur les autres oxides métalliques; ces expériences méritent d'être répétées.

NITRATE DE CUIVRE. L'acide nitrique dissout le cuivre, même à froid, et présente une liqueur bleue. Par évaporation prompte, on obtient des aiguilles, et par évaporation lente, des parallélipipèdes. Le sel bleu a une saveur très-âcre et métallique; il est caustique et rouge la peau. Il est déliquescent et très-soluble dans l'eau. A une légère chaleur, il éprouve la fusion aqueuse et l'acide se volatilise. Il détonne foiblement sur des charbons ardents.

Lorsqu'on enveloppe les cristaux humectés de *nitrate de cuivre*, dans une feuille d'étain, il se dégage du calorique, du gaz nitreux; la feuille d'étain se brise et souvent même elle s'enflamme. (Higgins.)

Les alcalis et les terres précipitent le *nitrate de cuivre*

en bleu pâle. Si l'on n'ajoute pas assez d'alcali, le précipité devient vert; suivant Proust, c'est un *nitrate de cuivre* avec excès de base insoluble dans l'eau.

Il contient, d'après ce chimiste,

Acide nitrique	16
Oxide de cuivre. . . .	67
Eau.	17
	100

Dans le *nitrate de cuivre*, le métal est oxidé au *maximum*.

Nitrate d'étain. La grande affinité de l'étain pour l'oxigène fait que ce métal décompose vivement l'acide nitrique et se convertit en oxide blanc insoluble; il y a en même temps de l'eau de décomposée; son hydrogène se combine avec l'azote de l'acide, et forme de l'ammoniaque.

On prépare le *nitrate d'étain*, selon Proust, en introduisant l'étain, en petites portions, dans l'acide nitrique, d'une pesanteur spécifique de 1,114. On tient le vase plongé dans l'eau froide. La liqueur contient un peu d'ammoniaque et du *nitrate d'étain* au *minimum*, car le sublimé corrosif en est précipité en noir.

Au bout de quelque temps, le liquide devient opaque et laisse déposer une poudre blanche qui est du *nitrate d'étain* avec excès de base. La potasse lui enlève l'acide nitrique, alors l'oxide d'étain reste avec sa couleur grise ordinaire.

On obtient une liqueur semblable en faisant dissoudre l'oxidule d'étain provenant du muriate par l'acide nitrique foible. *Voyez* Statique de Berthollet, t. 2, p. 462.

Il existe, d'après Thenard, un sel triple composé d'acide nitrique, d'ammoniaque et d'oxide d'étain au *maximum*. L'oxide blanc d'étain qui est insoluble dans l'acide nitrique, le devient par l'intermède de l'ammoniaque et forme le composé triple. *Voyez* Annal. de Chimie, t. 38, p. 25.

Il faut de nouvelles expériences avant d'adopter l'existence de ce composé triple, qui ne s'accorde pas avec les faits précédents.

NITRATE DE FER. L'acide nitrique très-concentré n'a pas beaucoup d'action sur le fer; mais lorsqu'il est étendu d'un peu d'eau, il se dégage du gaz nitreux et du gaz oxide d'azote en grande quantité. Le fer se convertit en oxide rouge. Lorsqu'on verse sur la limaille de fer en poudre fine, un peu d'acide nitrique, il reste une poudre sèche qui est un *nitrate de fer* avec excès de base.

NITRATE OXIDULÉ DE FER. Lorsqu'on met en contact de la limaille de fer avec l'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,16, l'action est foible, la dissolution devient verte, couleur qui provient du gaz nitreux qui s'y dissout. A l'air, le gaz nitreux est converti en acide nitrique, et la dissolution devient pâle. Les alcalis y occasionnent un précipité verdâtre qui est de l'oxidule de fer. Lorsque l'on chauffe la dissolution, le fer passe au *maximum* d'oxidation. (Davy, Researches, p. 182.)

Le *nitrate* de fer oxidé se prépare avec l'acide concentré, ou bien en faisant bouillir le *nitrate oxidulé*. La dissolution qui a une couleur brune, ne cristallise pas. Par l'évaporation il se sépare une poudre rouge insoluble dans l'acide nitrique. La dissolution prend quelquefois, par la chaleur, une consistance de gelée. Au feu, l'acide se dégage et l'oxide reste.

Vauquelin a obtenu ce sel cristallisé en laissant l'acide nitrique concentré en contact avec l'oxidule noir pendant un mois. La dissolution eut lieu lentement, et il se forma des cristaux incolores, en prismes tétraèdres, rectangles.

Sa saveur est âcre est atramenteuse; il est très-déliquescent. Sa dissolution dans l'eau est rouge, et les alcalis en précipitent un oxide rouge.

NITRATE DE MANGANÈSE. L'acide nitrique d'une concentration moyenne; dissout facilement le manganèse. Le carbonate blanc de manganèse se dissout sans que l'acide nitrique se décompose; l'oxide noir de manganèse est à peine attaqué par l'acide nitrique. La dissolution s'opère cependant quand on y ajoute un peu de sucre ou de gomme; dans ce cas, il se dégage du gaz acide carbonique : il faut donc que l'oxide noir de manganèse perde

une partie de son oxigène avant de se dissoudre dans l'acide nitrique. La dissolution est sans couleur.

John a redissous le *nitrate* desséché dans peu d'eau; au bout de quelque temps, et à une température de 9 degrés centig., il a obtenu des cristaux en prismes aciculaires, d'une couleur blanche, demi-transparents.

La saveur de ce sel est âcre et amère; il est déliquescent. Une forte chaleur le décompose.

L'alcool dissout ce sel; le liquide brûle avec une flamme verte.

Les phosphates et les oxalates alcalins décomposent ce sel.

Nitrate de mercure. L'acide nitrique forme, avec les deux oxides de mercure, des sels. Outre les combinaisons neutres, l'acide ou la base peuvent prédominer.

Nitrate de mercure oxidulé. Lorsqu'on dissout le mercure dans l'acide nitrique à froid, on obtient, par une évaporation spontanée, des cristaux en pyramides transparentes dont les angles, au sommet, sont tronqués.

L'eau distillée ne trouble pas cette dissolution, et les cristaux se dissolvent sans que le sel se décompose.

Lorsqu'on fait bouillir l'acide nitrique avec du mercure jusqu'à ce que le métal ne se dissolve plus, la première partie du mercure s'oxide aux dépens de l'acide; il se dégage du gaz nitreux, et il se forme du *nitrate oxidé de mercure*. L'autre partie du métal prend l'oxigène à l'oxide déjà formé; il ne se dégage plus de gaz nitreux, et tout le sel est converti en *nitrate oxidulé*. L'acide tient au reste une bien plus grande quantité d'oxide en dissolution que dans le premier cas.

Lorsqu'on verse de l'eau sur cette dissolution très-chargée d'oxidule, le sel se divise en deux parties, dont l'une se précipite en une poudre blanche insoluble, qui est le *nitrate oxidulé de mercure avec excès de base*.

On peut l'obtenir cristallisé en dissolvant 1 gros de ce sel dans 1 livre d'eau bouillante.

Driessen obtint des cristaux neutres réguliers qui noircissoient au contact de la lumière, et qui se convertis-

soient en une poudre d'un vert d'olive noirâtre, par l'eau de chaux. *Voyez* Fockema dans le Journal de Pharm. de Trommsdorff, t. 14, p. 295.

La dissolution de ce sel est précipitée par l'eau; elle contient du *nitrate oxidulé de mercure avec exces d'acide.*

Nitrate oxidé de mercure. Ce sel s'obtient en faisant bouillir parties égales de mercure et d'acide nitrique; une plus grande quantité de mercure donne un sel dont le métal est seulement oxidulé.

Cette dissolution, très-âcre et caustique, précipite par l'eau un *nitrate de mercure oxidé avec excès de base.*

Avec l'eau froide, le précipité est blanc; il est jaune par l'eau chaude (turpith nitrique de Monnet). Le précipité blanc passe au jaune par l'eau chaude.

Ce précipité jaune est composé, d'après Braamcamp et Siqueira Oliva, de

Oxide de mercure . . .	88
Acide nitrique.	12
	100

Le liquide qui surnage sur le précipité contient le *nitrate oxidé de mercure* avec excès d'acide. Ses cristaux rougissent les couleurs bleues.

Le *nitrate* cristallisé desséché détoune sur des charbons ardents; mêlé avec du phosphore, il détonue sous le marteau. (Brugnatelli.)

Lorsqu'on verse un excès d'ammoniaque dans du *nitrate* de mercure, il se forme un précipité, et la liqueur surnageante contient un sel triple, le *nitrate* ammoniaco-mercuriel qui se précipite par l'ébullition du liquide. Ce sel se dissout dans 1200 parties d'eau froide. Traité par l'eau bouillante, il s'en dégage un peu d'ammoniaque, et il devient encore plus insoluble; il se dissout dans l'acide muriatique, d'où il est précipité par les alcalis. L'acide sulfurique en dégage des vapeurs nitreuses. Par la distillation, il passe de l'ammoniaque, du gaz azote, du gaz oxigène et du mercure réduit.

Il est composé de

Mercure oxidulé. . . .	68,20
Acide nitrique et eau . .	15,80
Ammoniaque	16,00
	100

(*Voyez* Fourcroy, Annales de Chimie, t. 14, p. 34.)

Le médicament connu sous le nom de *teinture blanche de Ward*, se prépare, d'après Black, de la manière suivante. On mêle 16 parties d'acide nitrique avec 7 parties de carbonate d'ammoniaque; on ajoute à 16 parties de ce mélange 4 parties de mercure; quand le métal est dissous, on en ajoute autant que le liquide peut en dissoudre. On fait évaporer jusqu'à légère pellicule, et on laisse refroidir. On décante la liqueur, et on dissout les cristaux dans 3 parties d'eau de rose. Cette dissolution, dont chaque goutte contient $\frac{1}{4}$ de grain de mercure, présente la teinture de Ward, qui n'est qu'un *nitrate* ammoniaco-mercuriel au *minimum* d'oxidation.

Nitrate de nickel. L'acide nitrique dissout le nickel à l'aide de la chaleur. La dissolution verte donne par une évaporation soignée des cristaux rhomboïdaux qui attirent d'abord l'humidité de l'air, qui ensuite tombent en poussière, en perdant l'acide, de manière qu'il ne reste que du nickel. (Bergmann, Opuscul. 2.)

Cent parties de nickel dissous dans l'acide nitrique, ont laissé après la calcination 125 parties d'oxidule d'un gris verdâtre. (Proust.)

Le *nitrate de nickel* est composé, d'après Proust, de

Oxide gris . . .	25
Acide.	50
Eau	20
	95

Ces proportions ne peuvent pas être regardées comme exactes, parce que l'eau et l'acide nitrique se dégagent ensemble.

Lorsqu'on fait évaporer le *nitrate de nickel*, jusqu'à consistance épaisse, il se forme un *nitrate de nickel avec excès de base.*

Il est sous forme de poudre verte, insoluble dans l'eau. La chaleur et l'acide sulfurique en dégagent de l'acide nitrique. Il contient 0,17 d'acide.

Lorsqu'on verse dans la dissolution de *nitrate de nickel* un excès d'ammoniaque, on obtient d'après Thenard un sel triple vert cristallisable, qui est le *nitrate de nickel* ammoniacal. (Voyez *Thenard*, Annal. de Chim., t. 42, p. 217.)

Nitrate d'or. Brandt est le premier qui, en voulant séparer l'argent de l'or par l'acide nitrique, s'est aperçu que l'or se dissolvoit aussi dans cet acide. Scheffer et Bergmann ont confirmé ce fait. Deyeux a aussi remarqué que cet acide dissolvoit l'or d'autant mieux, qu'il étoit chargé de gaz nitreux. Le gaz nitreux qui se décompose facilement, cède son oxigène à l'or, et dans cet état, l'or oxidé se dissout dans l'acide nitrique. Comme la chaleur dégage le gaz nitreux, la dissolution se fait mieux à froid qu'à chaud.

Ce *nitrate d'or* avec excès d'acide est incristallisable. Exposé au soleil, l'or passe à l'état métallique; le papier qui a servi à la filtration, devient violet, ce qui prouve l'oxidation de l'or. Les alcalis en précipitent un oxide d'or. L'étain, l'argent ou le mercure en séparent une poussière pourpre. L'acide muriatique forme dans la dissolution un muriate d'or. Fourcroy, Système de Chimie, t. 6, p. 379.

Nitrate de platine. Le platine métal n'est pas attaqué par l'acide nitrique, mais l'oxide s'y dissout avec facilité.

Lorsqu'on fait évaporer la dissolution jusqu'à siccité, il reste un *nitrate de platine* avec excès de base qui se décompose aisément par la chaleur.

Il est composé, d'après Chenevix, de

Oxide de platine	89
Acide nitrique et eau. . .	11
	100

Nitrate de plomb. L'acide nitrique étendu d'eau, oxide le plomb et le dissout ensuite. Lorsque l'acide est très-concentré, le plomb est converti en poudre blanche qui est du *nitrate de plomb* avec excès de base. Cette masse est soluble dans l'acide nitrique étendu.

L'oxide jaune de plomb se dissout dans l'acide nitrique sans effervescence. L'oxide rouge s'y dissout aussi, mais il reste $\frac{6}{7}$ d'une poudre brune qui est l'oxide rouge au *maximum*. *Voyez* art. Plomb.

L'acide nitrique se combine d'après cela avec l'oxide blanc et avec l'oxide jaune, et forme le *nitrate* oxidé et le *nitrate* oxidulé.

Le *nitrate* oxidé s'obtient en faisant dissoudre du plomb ou l'oxide blanc dans l'acide nitrique. Il cristallise en tétraèdres à sommets tronqués; d'après Rouelle, quelquefois en pyramides à 6 faces.

Les cristaux sont blancs, opaques, d'un éclat argentin; leur saveur est sucrée, acerbe. Le sel est inaltérable à l'air, se dissout dans 7 parties d'eau bouillante. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 4,068. A la chaleur, il décrépite, détonne et lance des étincelles. Par la trituration avec du soufre dans un mortier échauffé, il y a une foible détonnation, et le plomb se réduit.

Il est composé, d'après Thomson, de

Oxide de plomb	65,5
Acide et eau	34,5
	100

Les alcalis en précipitent l'oxide sous forme de poudre jaune. Les acides sulfurique, sulfureux et muriatique, se combinent avec l'oxide, et se précipitent en poudre blanche. Le fer n'y opère pas de précipité.

Le *nitrate* oxidulé de plomb s'obtient en faisant bouillir le sel précédent avec du plomb métal. L'oxide cède une partie d'oxigène au métal, qui, dans cet état, se dissout dans l'acide nitrique.

On peut aussi préparer ce sel en faisant bouillir l'acide nitrique avec un grand excès de plomb. Dans ce cas, le sel cristallise par le refroidissement, et la dissolution à

une couleur jaune. Il cristallise en écailles jaunes, brillantes, très-solubles dans l'eau. Collius, élève de Thomson, a obtenu ce sel en octaèdres réguliers.

Thomson admet 3 espèces de *nitrate de plomb*.

Le premier est le *nitrate* ordinaire des chimistes, avec excès d'acide.

Le second est neutre, c'est le *nitrate* oxidulé de Proust. Thomson veut que la différence provienne seulement de la proportion de l'acide, mais ses motifs ne suffisent pas pour combattre l'opinion de Proust.

Il est composé, d'après Thomson, de

Oxide.	81,5
Acide et eau.	18,5
	100

Le troisième seroit celui avec excès de base. Pour l'obtenir, on fait fondre du *nitrate de plomb* en un verre jaune transparent; avec l'eau, on a une dissolution jaune, et il reste une poudre jaune, insipide, qui à la chaleur rouge perd 0,14, ce qui donne, d'après cela,

Oxide	86
Acide et eau.	14
	100

Nitrate de tellure. Le tellure se dissout facilement dans l'acide nitrique. La dissolution est sans couleur, elle n'est pas troublée par l'eau.

Par l'évaporation, on obtient de petites aiguilles blanches dentritiques.

Nitrate de titane. L'acide nitrique n'agit pas sur l'oxide rouge de titane. Le carbonate de titane se dissout bien dans cet acide, et on obtient par l'évaporation des rhombes transparents. D'après Vauquelin et Hecht, l'acide nitrique se combine seulement avec le titane oxidulé.

Nitrate d'urane. L'oxide d'urane se dissout facilement dans l'acide nitrique.

Lorsque la dissolution est saturée, on obtient des cristaux d'un jaune citron ; comme la liqueur est acide, elle donne un sel d'un jaune serin, dont la forme est le prisme tétraèdre.

Ce sel se fond à la chaleur dans son eau de cristallisation, et l'acide nitrique se décompose.

Dans un endroit humide, il tombe en déliquescence.

Une partie d'eau dissout 2 parties de ce sel. L'alcool en dissout 3 $\frac{1}{2}$ parties. L'alcool bouillant en prend une quantité encore bien plus considérable. A 44 degrés centig., l'alcool décompose ce sel, il se forme de l'éther nitrique, et il se sépare un oxide jaune d'urane.

Il est composé, d'après Bucholz, de

Oxidule d'urane	61
Acide nitrique	25
Eau	14
	100

Lorsqu'on fait rougir le *nitrate d'urane*, une partie d'acide nitrique se décompose d'abord, et il reste dans la cornue un *nitrate d'urane* avec excès de base ; cette poudre est insipide et insoluble dans l'eau.

Ce sel se dissout lentement dans l'acide nitrique. Voyez *Bucholz*, Annal. de Chimie, t. 56, p. 142.

Nitrate de zinc. L'acide nitrique dissout le zinc avec facilité ; il se dégage un mélange de gaz nitreux et du gaz azote. Si l'acide est très-étendu d'eau, il se forme aussi du gaz oxide d'azote.

La dissolution incolore a une saveur très-caustique.

Evaporée jusqu'à consistance huileuse, on obtient des prismes aplatis à 4 faces, dont la pesanteur spécifique est, d'après Hassenfratz, 2,096.

Le *nitrate de zinc* attire l'humidité de l'air, il est très-soluble dans l'eau. L'alcool le décompose en partie, il se précipite un oxide de zinc.

Il coule sur des charbons ardents, et il détonne quand il est bien desséché.

A la distillation, il se forme des vapeurs rouges, et il reste une masse gélatineuse.

Les alcalis, les terres et l'acide sulfurique décomposent ce sel.

NITRE. *Voyez* NITRATE DE POTASSE.

NITRIÈRES ARTIFICIELLES. *Voyez* NITRATE DE POTASSE.

NITRITES. Les combinaisons de l'acide nitreux avec les bases, ne sont pas encore bien connues ; on ne peut les faire directement.

Pour les préparer, on fait rougir les nitrates pour en dégager une quantité d'oxigène. Si l'on chauffe trop long-temps, la base reste seule.

Le *nitrite* de potasse est l'espèce unique dont Schéele ait donné la description. On fait rougir le nitre dans une cornue pendant une demi-heure ; il reste un *nitrite* de potasse qui attire l'humidité de l'air, et qui laisse dégager des vapeurs rouges d'acide nitreux par l'acide sulfurique.

Fourcroy indique les propriétés suivantes de ces sels : ils sont plus ou moins susceptibles de cristalliser. Leur saveur est fraîche et plus âcre que celle des nitrates. Ils sont décomposés au feu, ils sont déliquescents, très-solubles.

Dans le *nitrite* de potasse et dans les autres *nitrites*, l'acide se trouve dans un état tout différent que dans celui où l'acide nitrique est chargé de gaz nitreux. Dans le dernier, le gaz nitreux est moins condensé, il fait pour ainsi dire une substance particulière qui est séparée de l'acide nitrique par les substances qui ont une plus grande affinité pour lui ; aussi l'acide nitreux est-il décomposé par les bases salifiables.

NOIR DE FUMÉE. *Voyez* SUIE.

NOIX DE GALLE. Gallæ. *Gallæpfel.*

Les *noix de galle* sont des excroissances qui viennent sur les jeunes branches de chêne. Elles sont provoquées

par la piqûre d'un insecte, *cynips quercus folii*, pour déposer ses œufs dans cette ouverture. Le suc qui en découle s'accumule, forme un globule qui sert de garantie au jeune insecte jusqu'à ce qu'il s'en aille.

Les *noix de galle* du Levant et des départements méridionaux sont les plus estimées.

Il y a des *noix de galle* blanches, vertes et brunes. Les petites *noix de galle* noires sont les meilleures; elles viennent d'Alep et de Smyrne.

Pour leur donner une couleur noire, on les humecte quelquefois de sulfate de fer. Cette falsification est facile à découvrir en les mettant dans l'eau aiguisée d'acide muriatique.

L'eau froide enlève à la *noix de galle* toutes ses parties solubles.

La décoction laisse déposer, après le refroidissement, une substance grise élastique, qui devient brune par le contact de l'air. Elle est fusible par la chaleur, et laisse dégager de l'ammoniaque en la triturant avec la potasse.

L'infusion de *noix de galle* est précipitée par les acides sulfurique, muriatique et arsenique. Le précipité est du tannin combiné avec les acides, selon Proust. Si l'on verse peu à peu de l'acide nitreux dans une infusion de *noix de galle*, elle devient d'abord rouge, et l'ébullition la rend jaune; elle acquiert une saveur amère, et il se forme de l'acide malique.

Si l'on fait passer un courant de gaz muriatique oxigéné à travers une infusion de *noix de galle*, il se dépose un précipité noir. La liqueur surnageante est encore troublée par la dissolution de colle. Voyez *Bouillon-Lagrange*, Annales de Chimie, t. 56, p. 172.

L'alumine décolore en quelque sorte l'infusion de *noix de galle*. La liqueur surnageante donne par l'évaporation de petits cristaux transparents, qui sont, d'après Davy, du gallate d'alumine.

La magnésie qu'on fait bouillir avec l'infusion de *noix de galle* prend une couleur verte, et l'infusion devient claire. Selon Davy, tout l'extractif et le tannin se précipitent avec une petite quantité d'acide gallique. Le liquide surnageant contient du gallate de magnésie.

On emploie l'infusion alcoolique de *noix de galle* pour découvrir le fer dans les liquides.

Lorsqu'on distille de la *noix de galle*, il passe une eau acide d'une odeur empyreumatique. Il se sublime à la fin de l'acide gallique.

Les substances solubles de la *noix de galle* sont du tannin, de l'extractif, du mucilage, de l'acide gallique et du gallate de chaux.

Davy a retiré de 500 grains de *noix de galle* :

Tannin	130
Acide gallique et extractif .	31
Mucilage et extractif . . .	12
Chaux et substance saline .	12
	185

On emploie la *noix de galle* dans la fabrication de l'encre et en teinture.

O

OBSIDIENNE PERLÉE. *Voyez* PIERRE PERLÉE.

OCRES (1). *Voyez* MINES DE FER.

ŒIL DE CHAT. Silex catophalinos Wern. *Katzenauge.*

On a donné le nom d'*œil de chat* à cette variété de quartz, parce qu'elle offre assez bien les reflets chatoyants et nacrés du fond de l'œil d'un chat. Ce fossile vient de la côte de Malabar et de Ceylan.

Le docteur Déchamp assure que la véritable patrie de

---

(1) Il résulte d'un Mémoire de M. Daubuisson, sur le fer hydraté, *voyez* Annales de Chimie, t. 75 : 1° que les minérais de fer à raclure jaune, ont tous la même composition essentielle. Il n'y a que l'oxide rouge et l'eau qui se retrouvent dans tous; et ces principes y sont à peu près en même proportion.

2° Que l'eau fait les 14 ou 15 centièmes des minérais les plus purs de ceux à texture cristalline, comme l'hématite.

3° Que le fer est, dans tous ces minérais, au *maximum* d'oxidation (peroxide); car une calcination modérée, en chauffant l'eau, les convertit en un oxide rouge, et le poids de l'oxide rouge pur qu'on obtient par l'analyse, joint à celui de l'eau recueillie, équivaut au poids du minérai essayé (abstraction faite des matières étrangères, ainsi que des petites pertes inévitables dans les opérations).

4° Que le manganèse ne s'y trouve qu'en proportion variable. Il est en général en petite quantité : il y a même des échantillons qui n'en contiennent point du tout.

5° Que ces minérais ne renferment presque jamais de la chaux.

6° Que la silice n'y existe qu'en fort petite quantité. Elle paroît être en combinaison chimique avec les hématites et quelques minérais bruns compactes; dans les autres variétés, elle ne provient que des filets de quartz qui traversent le minérai, ou du sable et de l'argile qui y sont accidentellement mélangés.

7° Qu'il en est de même de l'alumine, laquelle ne s'y trouve d'ailleurs que rarement en quantité notable.

D'après les expériences citées dans le Mémoire de M. Daubuisson, l'auteur établit en minéralogie, dans le genre fer, l'espece fer hydraté qui comprend les minérais à poussière jaune.

Le caractère essentiel ou caractère spécifique des individus qu'elle comprend, est d'être composés de *fer peroxidé* et d'*eau*, dans le rapport de 85 à 15. (*Note des Traducteurs.*)

ce fossile est Sumatra, et qu'on le vend seulement à Ceylan.

Le fossile d'un gris verdâtre, venant de Ceylan, contient, d'après Klaproth :

Silice	95,00
Alumine	1,75
Chaux	1,50
Oxide de fer	0,25
Perte.	1,50
	100

Le fossile rougeâtre de la côte de Malabar contient, d'après le même chimiste :

Silice.	94,50
Alumine.	2,00
Chaux	1,50
Oxide de fer	0,25
Perte.	1,75
	100

Cordier regarde l'*œil de chat* comme un mélange de quartz avec une petite quantité d'asbeste.

ŒUFS. Ova. *Eier.*

On distingue deux espèces d'*œufs* : les *œufs* pourvus d'une coquille dure, comme ceux des oiseaux, et les *œufs* qui ont une peau tenace, comme ceux des vipères et de quelques amphibies. Comme les derniers ne sont pas encore analysés, on ne peut parler que des premiers.

Les *œufs* de poule sont aussi quelquefois sans coquille dure, appelée *crinonius;* les poules les pondent lorsqu'elles sont trop grasses.

Les *œufs* des oiseaux se composent de 3 substances principales, du blanc, du jaune et de la coque.

Le *blanc* est un liquide tenace, gluant, entourant le *jaune*, entrelacé et renfermé d'une peau tendre, fibreuse, remplie de vaisseaux qui y forment des vésicules opaques.

A l'article Albumine, il a été question de la nature chimique du blanc d'œuf; ce dernier ne doit pas être regardé

comme de l'albumine pure. Il contient de la soude pure, d'où vient qu'il verdit le sirop de violette.

Le soufre, quoiqu'en petite quantité, est une de ses parties constituantes. En faisant cuire les *œufs*, il passe en grande partie à l'état de gaz hydrogène sulfuré; de-là l'odeur particulière que répandent les *œufs* cuits, ainsi que cette propriété de noircir les métaux blancs.

Le blanc d'œuf contient encore une trace de muriate de soude et de phosphate de chaux.

Le jaune d'œuf est plus ou moins foncé : lorsque les *œufs* sont frais, il se trouve au milieu; il a une forme sphérique. Trituré avec l'eau froide, on n'obtient pas une dissolution claire, mais une sorte d'émulsion. Il est composé d'une huile jaune, grasse, d'albumine, d'eau, et d'une trace de gélatine.

Pour extraire l'huile, on soumet à la presse les *œufs* bien cuits.

Comme la chaleur porte facilement quelque altération dans l'huile, Chandelier a tâché de la séparer à froid.

Il a fait battre fortement le jaune d'œuf, et il versa sur chaque jaune 2 à 3 gros d'alcool; il y ajouta 10 parties d'eau, et quelquefois une petite quantité d'alun. Au bout de 24 heures de repos, il obtint de 8 jaunes d'œufs à peu près 6 gros d'huile. Comme 60 *œufs* donnent environ 4 onces d'huile, le procédé de Chandelier seroit donc préférable.

L'huile d'*œufs* est jaune, d'une consistance épaisse; elle est sans saveur, et a l'odeur de jaune d'œuf. Elle rancit très-facilement.

Ce qui reste après l'expression est de l'albumine, dont on peut séparer par l'eau un peu de gélatine. Fourcroy présume que la couleur jaune est due au fer.

La chaleur, l'alcool et les acides font coaguler le jaune d'œuf; ce qui est dû à l'albumine. Hatchett, en faisant bouillir le jaune d'œuf avec de la potasse, obtint un savon solide, dans lequel l'acide muriatique précipita une substance grasse. Le jaune d'œuf laisse, après la combustion, un peu de phosphate de chaux et de phosphate de soude.

Les filaments et la partie glaireuse, qui sont les parties

solides de l'intérieur de l'*œuf*, diffèrent seulement de l'albumine par leur consistance plus considérable.

La membrane intérieure qui est attachée contre la coquille, est composée de gélatine et d'un peu d'albumine. La coquille est remplie d'une infinité de petits pores, par lesquels les matières de l'*œuf* s'évaporent à l'air sec. Dans ce cas, on remarque une diminution de poids. Selon Réaumur, on peut conserver les *œufs* pendant des années en y appliquant une couche d'huile.

La coquille d'*œuf* est composée, d'après Vauquelin, de

Carbonate de chaux . .	89,6
Phosphate de chaux. . .	5,7
Gélatine animale. . . .	4,7
	100

Wasserberg remarqua l'odeur de soufre, en versant de l'acide sulfurique sur la coquille d'*œuf*. Un *œuf* de poule pèse en général 15 gros et demi, et le poids de la coquille est ordinairement d'un gros 25,9 grains.

OISANITE. *Voyez* Anatase.

OLIBAN. Olibanum. *Weyrauch.*

L'*oliban* est une résine qui contient cependant quelques parties gommeuses, mais en petite quantité. On le trouve en larmes assez grosses, arrondies, formées de deux gouttes réunies ensemble, et quelquefois de plusieurs; elles sont sèches, fragiles, d'une couleur jaune, légèrement blanchâtres extérieurement. L'odeur de l'*oliban* est résineuse, assez douce; elle devient forte et pénétrante lorsqu'on le brûle; sa saveur est balsamique, et a un peu d'amertume avec une très-légère âcreté; on nous apporte l'*oliban* du Levant; on croit qu'on en recueille principalement en Arabie et en Ethiopie, mais on ignore quel est l'arbre qui fournit cette substance.

OLIVINE. *Voyez* Chrysolite.

ONGLES. *Voyez* Os.

OPALE. Argilla opalus Wern. *Opal.*

On compte l'*opale* noble, l'*opale* commune, la demi-opale, et l'*opale* ligneuse.

Opale noble. La couleur est le blanc clair et bleuâtre du lait étendu de beaucoup d'eau ; mais ce qui distingue particulièrement cette pierre, ce sont les vives couleurs d'iris quelle fait voir lorsqu'on la regarde sous différents aspects.

Ce fossile est compacte et disséminé, sa cassure est conchoïde et d'un éclat ordinaire. Il est plus ou moins transparent, il est dur et facile à casser. Sa pesanteur spécifique est selon Klaproth de 2,114.

On le trouve dans les environs de Caschau et d'Eperies.

Les couleurs vives et variées sont un de ses caractères principaux.

Il est composé, d'après Klaproth, de

Silice. . . .	90
Eau	10
	100

L'eau paroît être une de ses parties constituantes et essentielles, d'où provient le jeu de couleur ; car l'eau enlevée par la chaleur, il devient opaque et perd sa couleur.

On a rangé avec *l'opale* noble, l'*opale* ignée de Zimapan dans le Mexique d'une couleur rouge d'hyacinthe irisée en vert.

Elle est composée, d'après Klaproth, de

Silice	92,00
Eau	7,75
Oxide de fer. . .	0,25
	100

L'*opale commune* n'a pas de jeu de couleur, elle est ordinairement d'un jaune verdâtre. On la trouve compacte et en morceaux réniformes.

Elle est composée, d'après Klaproth, savoir, celle de

	Kosemutz,	Telkobanya,
Silice	98,75	93,5
Oxide de fer . . .	0,10	1,0
Alumine	0,10	0,0
Eau	0,00	5,0
	98,95	99,5

La *demi-opale* a toutes sortes de nuances, dont les couleurs sont mates.

Elle est en masse et disséminée. La surface est rude, inégale, souvent fendue.

L'extérieur est plus ou moins éclatant ; la cassure est imparfaitement conchoïde.

L'*opale* est plus ou moins translucide vers les bords.

Elle est dure, facile à casser. Sa pesanteur spécifique est, selon Klaproth, de 2,540 ; elle renferme, d'après le même chimiste, savoir, celle de

	Telkobanya,	Ménil-Montant,
Silice.	43,5	85,5
Oxide de fer. . .	47,0	0,5
Eau.	7,5	11,0
Alumine	0,0	1,0
Chaux.	0,0	0,5
	98,0	98,5

On la trouve dans la Haute-Hongrie.

La soi-disant *opale ligneuse* (holzopal) a un tissu ligneux enveloppé dans des fibres. On la trouve dans la Haute-Hongrie, depuis *Foin* jusqu'à *Arka*.

On appelle *weltaugen* (yeux du monde), les *opales* qui deviennent opaques à l'air, et qui reprennent leur transparence dans l'eau.

Born donna le nom de *pyrophane* à un fossile opaque qui devenoit transparent par une légère chaleur. On a trouvé par la suite que ce fossile étoit un produit de l'art, une pierre pénétrée de cire.

OPIUM. Opium. *Mohnsaft.*

L'*opium* est une masse solide, gommo-résineuse, qui

vient en morceaux arrondis, du poids de 2 livres environ. L'extérieur est couvert de la membrane des têtes de pavot, et surtout de graines d'une espèce d'oseille.

La couleur de l'*opium* est le brun foncé. Sa cassure est brillante, et les morceaux sont opaques; il est tenace, facile à couper. Sa saveur est nauséabonde et amère; l'odeur forte, narcotique.

Ce qui donne cette odeur, est une substance volatile qui se communique à l'eau et à l'alcool, et qui passe à la distillation.

L'*opium* se ramollit par la chaleur de la main; à l'approche d'une bougie, il s'allume et brûle avec flamme.

L'eau en dissout une quantité considérable, il reste une masse élastique, d'une odeur très-pénétrante d'*opium;* cette matière perd son élasticité par la dessiccation, mais non son odeur. Etant humide, elle acquiert bientôt une odeur fétide.

Josse retira de 1 livre d'*opium,* 5 onc. et 1 gros d'une substance, résidu insoluble à l'état de siccité; à la distillation, elle se comporta comme une substance azotée. Par le moyen de l'alcool, elle n'a rien perdu de sa couleur, quoique l'alcool se soit teint en brun. Après la distillation de l'alcool, il resta une résine amère, et le produit liquide avoit entraîné l'odeur narcotique.

Cette substance fraîche projetée dans l'huile chaude, lui communique une couleur verte.

Elle se dissout comme le gluten dans le vinaigre et dans d'autres acides végétaux, d'où elle est précipitée en flocons par la potasse.

Josse a remarqué que la surface du lavage de l'*opium*, étoit grasse, ce qu'il attribue à l'huile qu'emploient les Orientaux pour former l'*opium* en gâteaux.

Derosne et Proust ont cependant trouvé une matière cireuse dans l'*opium.*

Après avoir épuisé l'*opium* par l'alcool et par l'eau à froid, Derosne fit bouillir le résidu avec l'alcool; par le refroidissement, il se sépara du liquide filtré, une masse brune, *huileuse.* Il obtint d'une livre d'*opium* à peu près 1 once de cette matière grasse, purifiée. Selon Derosne, elle est la cause de l'odeur de l'*opium.*

Proust attribue l'origine de cette substance grasse au pistil du pavot.

Neumann, Tralles et Hoffmann ont parlé d'un acide particulier dans l'*opium*, qui a été examiné avec plus de soin par Derosne et Sertuuer.

Pour le séparer, il faut épuiser l'*opium* par l'eau froide, et faire évaporer la liqueur jusqu'à consistance de sirop. Par le refroidissement, elle prend une forme grenue. L'eau en sépare une quantité considérable de dépôt brun en petits cristaux brillants. L'eau bouillante enlève l'extractif, et les cristaux restent; ils ont l'éclat du satin.

Par des dissolutions et des cristallisations répétées, on obtient cette substance parfaitement blanche en prismes droits à base rhomboïdale.

Elle est sans odeur et sans saveur, insoluble dans l'eau froide et soluble dans 400 parties d'eau bouillante. La dissolution ne rougit pas la teinture de tournesol.

Elle se dissout dans 100 parties d'alcool froid et dans 24 parties d'alcool bouillant.

Elle se dissout dans l'éther chaud, et se précipite par le refroidissement.

Chauffée dans une cuiller, elle fond comme de la cire. Sur des charbons ardents, elle brûle avec flamme. A la distillation, elle se bousouffle, remplit la cornue de vapeurs blanches qui se condensent en huile jaune, dont l'odeur et la saveur sont aromatiques. Il passe de l'eau, du carbonate d'ammoniaque, de l'acide carbonique et du gaz hydrogène carboné. Il reste dans la cornue un charbon volumineux, contenant quelques traces de potasse.

Cette matière se dissout facilement dans tous les acides, d'où elle est précipitée en poudre blanche par les alcalis.

L'acide nitrique la convertit en acide oxalique.

Les alcalis paroissent augmenter sa solubilité dans l'eau, les acides la précipitent de la dissolution alcaline, et un excès d'acide redissout le précipité.

Elle se dissout dans les huiles volatiles chaudes, et cristallise par le refroidissement.

Cette substance possède les vertus médicales de l'*opium* à un haut degré.

Derosné en a donné à des chiens, et l'a trouvée plus ef-

ficace que l'*opium*. Le vinaigre est susceptible de diminuer ses effets.

Sertuner, sans avoir connoissance du travail de Derosne, trouva cette substance, et lui reconnut les mêmes propriétés; il trouva dans l'*opium*, outre la matière extractive, une petite quantité de résine, du sulfate de chaux et de potasse, et de l'extractif oxigéné.

La dissolution aqueuse de l'*opium* est précipitée par les carbonates alcalins. Le dépôt insoluble dans l'alcool est, selon Derosne, de l'extractif oxigéné combiné avec la chaux.

Comme la dissolution aqueuse de l'*opium* rougit la teinture de tournesol, Derosne voulut s'assurer si l'acide étoit combiné avec la potasse; mais, vu la petite quantité qu'il en avoit, il ne put en déterminer la nature; il croit cependant que c'est de l'acide acétique, acide qui se trouve souvent dans les extraits.

Sertuner dit avoir retiré de l'*opium* un acide particulier qu'il appelle acide du pavot (mohnsæure). Pour l'obtenir, il épuise 1 partie d'*opium* avec un mélange de 3 $\frac{1}{2}$ parties d'alcool et autant d'eau. Il précipite la liqueur filtrée par l'eau de barite, et il décompose le dépôt (qui, selon Sertuner, est la combinaison de l'acide de pavot avec la barite) par l'acide sulfurique.

Cet acide est sans odeur; il décompose les sulfures alcalins, la dissolution de savon et les carbonates; il forme avec les terres, des sels cristallisés peu solubles dans l'eau; il faut encore des expériences ultérieures pour constater la nature particulière de cet acide.

La dissolution d'*opium* faite avec un peu d'eau, est très-chargée de résine, et il paroît que l'extractif facilite la solubilité de la résine dans l'eau.

On peut en séparer la résine en masse élastique, par des dissolutions et évaporations répétées.

Le résidu de l'*opium* traité par l'eau et l'alcool, consiste en débris de végétaux mêlés de sable. On prétend en avoir extrait par l'eau bouillante de la fécule, et par le vinaigre, du gluten.

Bucholz a trouvé du mucilage dans la solution aqueuse d'*opium*, et le résidu traité par l'éther lui a fourni une substance semblable au caoutchouc.

On extrait l'*opium* dans plusieurs contrées de l'Orient, surtout en Natolie, en Perse, en Arabie, dans l'Inde et en Egypte, des têtes de pavot du *papaver somniferum*, qui ne sont pas encore parfaitement mûres. Cette plante vient à une hauteur considérable dans ces pays.

On prépare 3 espèces d'*opium*. L'une est le suc qui découle spontanément et qui se dessèche à l'air; cette espèce ne nous arrive pas par le commerce. La deuxième provient de l'expression, de la décoction et de l'évaporation des capsules de pavot, c'est l'*opium* ordinaire. L'espèce la plus inférieure provient de la décoction de la plante entière, c'est le *meconium* des anciens.

Kerr rapporte qu'on fait des piqûres le soir dans les têtes non mûres avec un instrument à 5 pointes; on enlève le suc découlé le lendemain, et on le fait dessécher au soleil.

Rose partage l'opinion de Kerr, car si l'*opium* du commerce provenoit de la décoction, il ne pourroit pas contenir de l'albumine; il devroit renfermer au contraire du mucilage qui se trouve abondamment dans les capsules.

Les pavots de nos pays donnent, selon Alston et Haller, un suc qui partage en quelque sorte les propriétés de l'*opium*.

Les expériences de Dubuc rendent cependant cette opinion douteuse. Il trouva dans l'*opium* à peu près le quart d'impuretés en tiges, feuilles, graines, etc., ce qui ne pourroit avoir lieu si l'*opium* découloit spontanément.

Dubuc a remarqué de plus que l'extrait du pavot blanc n'avoit pas une odeur analogue à celle de l'*opium*; que les feuilles du végétal, au contraire, écrasées dans un mortier et exposées à l'air, répandoient une odeur narcotique, et qu'au bout de 4 jours de fermentation, l'odeur en étoit insupportable, tandis que l'extrait évaporé n'avoit pas conservé cette odeur narcotique.

Dubuc a retiré par l'incision un suc blanchâtre, amer, qui se coloroit bientôt, et qui prenoit l'odeur narcotique. Deux grains de cet extrait occasionnèrent un long sommeil.

D'après les expériences de Dubuc, il est probable que dans la préparation de l'*opium* on épaissit le suc exprimé

de pavot que l'on met en fermentation avec la masse écrasée du végétal entier, que l'on enveloppe ensuite dans des feuilles.

Au reste, il paroît que la préparation de l'*opium* varie dans les différentes contrées.

Dans quelques provinces, on mêle l'*opium* avec de l'huile pour le préserver de la dessiccation. Les personnes qui récoltent l'*opium* l'enlèvent avec un instrument de fer qui a été trempé auparavant dans l'huile de lin. On le pétrit ensuite avec de l'huile.

Dans les contrées orientales, on évite l'addition de l'huile.

Voyez la Pharmacologie de Gren; *Bucholz* dans le Journal de Trommsdorff, t. 8, p. 24; *Sertuner*, idem, t. 14, p. 47; *Dubuc*, Annales de Chimie, t. 51, p. 181; *Derosne*, idem, t. 45, p. 257.

OR (Mines d'). On rencontre l'*or* dans l'état métallique et en masse d'un poids considérable. Les Espagnols ont trouvé à Cinequilla, dans la province Sonora, une masse d'*or* de 9 marcs en poids; et à Yecorata, en Cinalod, un morceau à 22 karats, du poids de 16 marcs 4 onces, que l'on a conservé dans le cabinet royal de Madrid. L'Institut national possède un morceau d'un poids à peu près semblable. A l'époque de la révolution qui s'est opérée en France, on voulut monnoyer cette masse; alors les savants français offrirent d'en donner la valeur au gouvernement : ils parvinrent, par cette offre, à conserver ce rare échantillon. Daubenton fait aussi mention d'une masse d'*or* de 66 marcs.

On trouve le plus souvent l'*or* en petits grains ou en lames, quelquefois en dendrites, en rhomboïdes ou en pyramides; ordinairement il est dans le quartz ou dans le calcaire, dans les mines d'argent, de cuivre, de mercure, etc. Les fleuves de l'Afrique en fournissent une quantité considérable : il est surtout abondant dans l'Amérique méridionale; il y en a aussi en Europe. Les mines d'*or* d'Espagne étoient jadis fameuses, mais celles d'Amérique occupent aujourd'hui le premier rang. Le Rhin et plusieurs rivières d'Allemagne et de France, charrient de

l'*or*. Les principales mines d'*or* en Europe sont celles de la Hongrie ; viennent ensuite celles de Salzbourg et de Transylvanie. On trouve aussi de l'*or* en Suède, en Norvège et en Sibérie. Tout récemment on en a découvert dans le comté de Wiklow en Irlande.

La cassure de l'*or* natif est harriforme ; il est mou, flexible, et non élastique. Il n'est jamais parfaitement pur, toujours allié d'argent, de cuivre, de tellure, et quelquefois mêlé de fer.

Werner en distingue trois espèces :

Or natif d'un jaune doré. Il ne contient qu'une petite quantité d'argent et de cuivre.

Or natif couleur de laiton. Il contient une plus grande quantité d'argent et de cuivre.

Or natif couleur d'un jaune pâle. Sa couleur est entre le gris d'acier et le jaune de laiton.

On extrait l'*or* disséminé dans le sable des rivières de la manière suivante. On pose sur le rivage des fleuves des tables carrées, de quelques pieds de largeur, munies de bords : on les couvre d'une étoffe à poils longs ; on y étale le sable, et à l'aide d'un courant d'eau on enlève les parties légères. Lorsque le drap sur lequel les molécules d'*or* s'attachent est suffisamment chargé, on le lave dans de l'eau pure ; on fait fondre le résidu avec 3 parties d'oxide de plomb et un peu de borax. Le sable se fond avec ces substances, et le culot d'*or* se dépose.

Dans les endroits où l'*or* est assez abondant, on l'extrait par le moyen de l'amalgamation. *Voyez* cet article.

Quant à la docimasie des mines d'*or*, après les avoir fait bocarder, on les dissout dans l'acide nitro-muriatique, et on y verse une dissolution de muriate d'étain ou de sulfate de fer. Dans le premier cas, on obtient un précipité pourpre, et dans le second de l'*or* métallique. Pour les pyrites aurifères, on les décompose par l'acide nitrique. Le fer et le cuivre se dissolvent, et l'*or* reste avec le soufre, dont on peut le séparer facilement.

Lorsqu'avec peu d'*or* il y a beaucoup d'argent, on suit le procédé de l'inquartation. *Voyez* cet article. Quand l'*or* ne contient que peu d'argent, on le dissout dans l'acide nitro-muriatique ; il reste alors un muriate d'argent.

Une partie d'*or* se dissout à froid dans un mélange de 4 parties d'acide muriatique et de 2 parties d'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,225 ; à l'aide de la chaleur, une partie d'argent est dissoute avec l'*or*.

Pour séparer l'*or* de l'argent par la voie sèche, on fait chauffer l'alliage jusqu'au blanc, avec $\frac{1}{4}$ de son poids de soufre. L'argent se fond avec le soufre, et l'*or* se trouve au-dessous du sulfure d'argent. Comme l'*or* contient encore un peu d'argent, il faut l'en séparer par la voie humide ou par l'antimoine. Les sulfures alcalins ne peuvent pas être employés avec avantage : ils dissolvent outre l'argent un peu d'*or*.

La purification complète de l'*or* s'opère en le faisant fondre dans un creuset de graphite, et projetant dessus, successivement, du sulfure d'antimoine réduit en poudre. Lorsque le tout est bien fondu, on remue avec un tube de terre à pipe, et on coule dans un cône.

Dans cette opération, le soufre se combine avec les métaux étrangers et forme la couche supérieure, tandis que l'*or* s'unit à l'antimoine et occupe la couche inférieure. Pour séparer l'antimoine de l'*or*, on fait fondre l'alliage dans un têt de graphite, sous la moufle d'un fourneau d'essai ; on entretient la fusion jusqu'à ce qu'on n'aperçoive plus de vapeurs.

On fait fondre ensuite le résidu avec 3 parties de borax, 1 partie de nitre, et 1 partie de verre pilé sur 4 parties d'*or*.

Lorsque l'*or* n'est pas au-dessous de 18 karats, on prend 2 parties d'antimoine contre 1 partie d'*or*. Si la quantité d'*or* est moindre, on ajoute par chaque karat que le marc contient de moins, 2 gros de soufre. *Voyez* aussi l'article Cémentation.

Beaucoup d'orfévres exposent leurs ouvrages achevés à une cémentation ; par-là ils donnent plus de finesse à la surface : alors, si l'on juge sa qualité par l'épreuve de la pierre de touche, on peut être induit en erreur.

Pour séparer l'*or* du cuivre, on dissout l'alliage dans l'acide nitro-muriatique, et on précipite la dissolution par du sulfate de fer. On peut aussi précipiter l'*or* par le mercure ou par le nitrate oxidulé de mercure. Par la voie

sèche, on sépare le cuivre de l'*or*; on fait fondre l'alliage avec le soufre et du plomb, ou avec du soufre seul.

Andreas Thomson donne, pour purifier l'*or* du cuivre, le procédé suivant :

Après avoir laminé et tiré l'*or* en spirale, on le met dans un creuset dont le fond est couvert d'oxide de manganèse; on ajoute encore autant de manganèse pour couvrir entièrement le métal. On couvre bien le creuset, sauf une petite ouverture pour laisser passer le gaz, et l'on chauffe pendant un quart d'heure à une chaleur capable de fondre l'*or*. On fait fondre ensuite la masse dans un autre creuset, avec 3 parties de verre pilé. Après le refroidissement, on trouve le bouton d'*or* pur. Le même procédé est applicable à l'argent.

Pour séparer l'étain de l'*or*, on distille à une chaleur rouge l'alliage, avec le double de son poids de sublimé corrosif.

On peut enlever le fer à l'*or* par la voie humide, en faisant dissoudre l'alliage dans l'acide nitro-muriatique, et en précipitant par le sulfate de fer ou par le mercure. Par la voie sèche on peut opérer la séparation par le sulfure d'antimoine.

OR. Aurum. *Gold.*

L'*or* est d'un jaune rougeâtre; il possède un haut degré de densité. Sa pesanteur spécifique est de 19,400 jusqu'à 19,650.

Il n'a ni odeur, ni saveur sensibles; son éclat est considérable, mais toujours inférieur à l'acier, l'argent, le mercure et le platine.

Il n'est pas très-élastique, aussi est-il peu sonore. Il est le plus ductile et le plus tenace de tous les métaux. Sa grande ductilité est remarquable dans les feuilles et dans les fils d'or.

Les feuilles sont si minces, qu'elles n'ont que $\frac{1}{282000}$ de pouce d'épaisseur; un grain d'*or* peut être aplati en une surface de 56,75 pouces carrés. La couche d'*or* qui se trouve sur un fil d'argent, n'a qu'un douzième de l'épais-

seur des feuilles. Une once d'*or* suffit pour dorer un fil d'argent de 444 lieues de longueur (1).

L'*or*, quoique très-tenace, vient après le cuivre, le fer, le platine et l'argent. Un fil d'or de 0,078 pouces de diamètre, peut supporter, d'après Sickingen, 150,07 de livres.

Il est très-réfractaire et demande pour sa fusion une température de 32 degrés du pyromètre de Wedgwood (5237 degrés Fahr.). D'après les académiciens de Dijon, l'*or* fond à 1298 degrés Fahr.; selon Mortimer, à 1301 degrés Fahr.

L'*or* en fusion a une couleur d'un vert de mer brillant. Il se dilate par la fusion, et se contracte ensuite plus que les autres métaux; par cette raison, il est moins propre à être moulé. Par un refroidissement lent, il cristallise, selon Tillet et Mongez, en pyramides à 4 faces.

Pour volatiliser l'*or*, il faut un haut degré de température.

Boyle et Kunkel l'ont exposé pendant un mois à la chaleur du four de verrerie, sans qu'il fût altéré. Chauffé pendant quelques heures au foyer du verre ardent de Parker, il ne perdit pas sensiblement de son poids. Selon

---

(1) Le batteur d'*or* obtient d'un décagramme d'*or* 4891 feuilles carrées de 9 centimètres de côté, et de 81 centimètres de superficie, pouvant couvrir une surface de 40 metres carrés avec des feuilles de 0,0000067, ou 67 dix millionièmes de mètre d'épaisseur. Cette surface est divisible en millimètres avec des instruments tranchants; ces millimètres peuvent être facilement subdivisés en 7 parties; ce qui donne à la feuille 630 divisions possibles sur chaque côté.

Supposant 600, la surface se divise en 366,00 parties; donc les 4891 feuilles produisent 1,760,760,000 parties, et pour un décigramme 17.607,600 parties.

Le tireur d'*or* peut, avec un gramme d'*or*, recouvrir un cylindre d'argent de 360 grammes. Ce cylindre produit, en passant à la filière, une longueur de 10 myriamètres 7526 metres; en l'aplatissant il s'alonge d'un septième, ce qui, après le passage sur le laminoir, porteroit sa longueur à plus de 12 myriamètres, susceptibles d'être divisés en 2 parties dans leur largeur, et de former une longueur de 24 myriamètres; comme chaque côté de la lame contient de l'*or*, on peut considérer une longueur de 48 myriamètres; pouvant diviser ce millimètre en 7 parties, les 48 myriamètres sont susceptibles de 3,360,000,000 divisions: le décigramme d'*or*, par ce procédé, peut donc être divisé en 336,000,000 parties. Cet *or* séparé de l'argent, en dissolvant ce dernier dans l'acide nitrique, a une épaisseur de 0,0000008 de centimètre. (*Note des Traducteurs.*)

Homberg, il se volatilise en partie à l'aide du verre ardent de Tschirnhausen, ce qui a été confirmé par Macquer; il a vu qu'il s'étoit sublimé à la hauteur de 6 pouces, et qu'à cette distance il avoit doré une lame d'argent. La volatilisation de l'*or* a été reconnue par Lavoisier et par Ehrmann.

L'air n'a aucune action sur l'*or*, c'est pourquoi l'on fait dorer les métaux pour les préserver de l'action de l'air.

Lorsqu'on chauffe l'*or* long-temps avec le contact de l'air, il se combine avec l'oxigène. Homberg a remarqué que l'*or* tenu en fusion pendant quelque temps, par le verre ardent de Tschirnhausen, se couvroit d'un oxide pourpre, ce qui a été confirmé par Macquer, et à une chaleur encore moins intense. Le creuset de charbon qui a servi à la fusion d'*or*, se tapisse en pourpre.

Lorsqu'on fait passer l'étincelle électrique à travers des feuilles d'*or* pressées entre deux plaques de verre, le métal s'oxide et prend une couleur pourpre. Van Marum qui fit décharger sa grande batterie sur un fil d'*or*, le vit brûler avec une flamme verte, et l'*or* se volatilisoit en oxide pourpre.

Il opéroit aussi cette inflammation dans du gaz hydrogène et dans d'autres gaz imprôpres à la combustion (1). Par la batterie galvanique, on peut enflammer le fil d'or très-facilement. Thomson a brûlé un fil d'*or* en l'introduisant dans un mélange de gaz oxigène et d'hydrogène qu'il enflamma.

La quantité d'oxigène dans l'oxide d'*or*, n'est pas encore déterminée. Proust dit que 100 parties d'*or* prenent 8,57; dans un autre endroit, il parle de 31 d'oxigène. Selon Richter, 100 parties d'*or* exigent 25,5 d'oxigène pour se dissoudre dans les acides.

L'oxide d'*or* se réduit par la chaleur, dans des vaisseaux clos, et se réduit à l'état métallique; il est décomposé par toutes les substances qui ont une grande affinité pour l'oxigène.

---

(1) M. Guyton-Morveau s'est assuré, par une expérience exacte, que l'or ne s'oxide pas dans le vide. *Voyez* Annales de Chimie, t. 69, p. 261.
(*Note des Traducteurs.*)

Les acides muriatique, oxigéné et nitro-muriatique, sont les seuls acides qui puissent dissoudre l'*or*. Les feuilles d'*or* que l'on plonge dans le gaz muriatique oxigéné, s'oxident quelquefois si rapidement, qu'elles s'enflamment.

Dans ces cas, l'*or* s'oxide par l'oxigène de l'acide nitrique, ou plutôt celui de l'acide muriatique oxigéné, et se dissout ensuite dans l'acide muriatique.

Les alcalis fixes précipitent lentement, du muriate d'*or*, un oxide jaune brunâtre; il est plus jaune par les carbonates alcalins. Le précipité obtenu par l'ammoniaque, est l'*or* fulminant. *Voyez* cet article.

La chaux, la barite et la magnésie, précipitent le muriate d'*or*; tous ces oxides sont réductibles sans intermède.

L'oxide d'*or* se dissout facilement dans les acides

L'*or* se combine avec le phosphore selon Pelletier. Le phosphure qui est un peu blanc, contient 23 parties d'or contre 1 de phosphore.

Le charbon paroît avoir quelque action sur l'*or*. Black voulant donner à l'*or* la belle couleur des sequins de Venise, le fit rougir long-temps dans la poussière de charbon. La surface devint plus jaune.

Les alcalis n'agissent pas sur l'*or* métal, ni sur les oxides; cependant la couleur jaune du muriate d'*or* précipité par un excès de potasse, paroît indiquer, selon Bergmann, la dissolubilité de l'oxide d'*or* dans ces alcalis.

Les sels neutres n'ont aucune action sur l'*or*. Le borax et l'acide boracique qu'on fait fondre avec lui, le rendent plus pâle; il acquiert sa couleur primitive par le nitre et par le sel marin. Le verre fondu se colore en rouge de rubis par l'oxide d'*or*.

L'alcool, l'éther et les huiles volatiles, n'agissent pas sur l'*or* métal, mais ils enlèvent l'oxide d'*or* à l'acide muriatique.

Les sulfures alcalins dissolvent l'*or*. Le liquide brun est appelé *aurum potabile Stahlii*. On croit que Moïse a dissous par ce moyen le veau d'*or*. Cette dissolution est précipitée d'un gris sale par les acides.

L'*or* est susceptible de se combiner avec beaucoup de métaux.

Hatchett, en faisant fondre 1 partie de cobalt avec 14 parties d'*or*, obtint un alliage aigre, d'un jaune mat et d'une cassure grenue. Sa pesanteur spécifique étoit de 17,112, l'alliage s'étoit donc contracté de 0,00107. La quantité de cobalt diminuée jusqu'à $\frac{1}{69}$, l'alliage étoit encore cassant.

L'*or* fondu avec $\frac{1}{12}$ de cuivre pur, donne un alliage parfaitement ductile, d'un jaune rougeâtre. Sa pesanteur spécifique étoit de 17,257; il s'étoit donc dilaté de 0,0241. La même quantité de cuivre granulé de Suède et d'Angleterre, rend l'*or* un peu aigre. Le cuivre d'écu de Suède, forme un alliage cassant comme du verre.

La fragilité de l'alliage provient vraisemblablement d'un peu de plomb ou d'antimoine.

Hatchett fit rougir fortement 1 once d'*or* fin, entouré d'oxide de manganèse humecté d'huile, dans un creuset garni de charbon. L'alliage qui en est résulté, avoit l'aspect de l'acier poli; il étoit très-dur, mais un peu ductile. Sa cassure étoit spongieuse et d'un gris rougeâtre. On y remarqua des taches vertes de manganèse.

Cet alliage est inaltérable à l'air, les acides ne l'attaquent pas. Chauffé long-temps au contact de l'air, il se convertit en oxide brun. Il renferme d'après Bingley, $\frac{1}{8}$ à $\frac{1}{9}$ de manganèse sur 1 d'*or*.

Le nickel et l'*or*, dans la proportion de 1 à 16, ont donné par la fusion un alliage de couleur de laiton, et dont la pesanteur spécifique étoit de 17,068.

Une partie de platine avec 14 parties d'*or*, se combinent facilement. L'alliage d'un blanc jaunâtre est très-ductile, et vient à cet égard après l'argent et le cuivre. Sa pesanteur spécifique est de 19,013; il est assez élastique.

Le mercure s'unit facilement à l'*or*; le simple contact suffit pour que l'*or* en soit blanchi. L'amalgame d'*or* est d'autant plus jaune, que la quantité d'*or* est considérable. On peut obtenir cet amalgame en plongeant des lames ou des grains d'*or* dans du mercure échauffé. Lorsque l'amalgame est trop fluide, on peut faire passer l'excès de mercure à travers une peau qui entraîne à la vérité aussi un peu d'*or*. Par la chaleur et par la trituration, l'amalgame consistant devient mou. Six parties de mercure et

1 partie d'*or*, donnent, selon Bergmann, des cristaux dentritiques.

Baumé a observé qu'un amalgame fait avec $\frac{1}{48}$ d'*or*, s'oxidoit à un feu long-temps entretenu.

L'alliage d'*or* et d'argent est plus pâle que l'*or*; sa ductilité est à peu près celle de l'*or*. La pesanteur spécifique d'un alliage de 12 parties d'*or* sur 1 d'argent, est de 17,927; il y a donc une extension de 0,0037. Ce même alliage, plus 1 partie de cuivre, a une pesanteur spécifique de 17,344.

Lorsqu'on projette 1 partie de bismuth dans 12 parties d'*or* fondu, on obtient un alliage d'un vert jaunâtre semblable au laiton. Il est aigre et d'une cassure tenace, à grain fin. Sa pesanteur spécifique est de 18,038. L'alliage est encore aigre lors même que le bismuth ne fait que $\frac{1}{1920}$ de la quantité d'*or*. Le bismuth qu'on tient en fusion près de l'*or* fondu diminue déjà la ductilité de l'*or*.

Le zinc qu'on introduit dans de l'*or* fondu s'enflamme et se volatilise en partie. L'alliage d'*or* et de zinc, dans les rapports de 17 à 1, est d'un jaune verdâtre; il est très-cassant, et d'une pesanteur spécifique de 16,937. Deux parties de laiton détruisent la ductilité de 52 parties d'*or*.

Une partie d'étain et 12 parties d'*or* donnent un alliage d'un jaune blanchâtre, dont la cassure a un grain fin. Il s'étend sous le laminoir, et se fend enfin en longueur. Sa pesanteur spécifique est de 17,307. Une addition d'un peu d'étain à l'*or* fin ne l'empêche pas d'être frappé ni laminé; mais lorsqu'on chauffe l'alliage d'étain et d'*or*, il devient cassant, d'après Tillet et Bingley. Il est très-difficile de séparer ces deux métaux. Le meilleur moyen est de le faire fondre avec le sulfure d'antimoine. *Voyez* Hatchett, Philos. Trans., 1803.

Comme l'*or* en état pur est trop flexible et trop mou, on rend aux monnoies et aux instrumens plus de dureté et plus de roideur, en y ajoutant du cuivre ou de l'argent. On appelle cette opération *karature*. L'addition du cuivre se nomme *karature rouge*, et celle de l'argent *karature blanche*. Le marc, comme on le verra à l'article POIDS, est divisé en 24 karats, et chaque karat en 12 grains. Lorsque l'*or* est pur, on le dit *marc fin* ou *de 24 karats*;

lorsqu'il y a des additions de métaux, on dit *marc mêlé* ou *préparé*. L'expression d'*or* de 18 ou 20 karats signifie que le marc contient 18 à 20 karats d'*or* pur, et que le reste est addition.

L'*or* monnoyé le plus fin est celui des ducats de Kremnitz: ils contiennent 23 karats 9 grains; les ducats de Hollande contiennent 23 karats 7 grains; les frédérics d'*or* ont 21 karats 9 grains. Dans beaucoup de pays, le gouvernement fixe le titre de l'*or* à travailler. En France, l'*or* à travailler, quand on y met le poinçon, doit avoir 20 karats; l'autre, 21 karats 9 grains; en Espagne, 21 karats 3 grains; en Autriche, 22 karats; dans les autres provinces d'Allemagne, 19 karats 1 grain. A Berlin, on travaille d'un titre quelconque. En Suisse, il le faut à 18 karats; et à Strasbourg, de 18 karats 1 ½ grain (1).

OR FULMINANT. Aurum fulminans. *Knallgold.*

Pour préparer ce composé, on verse dans une dissolution saturée de muriate d'*or* et étendue de 6 fois son poids d'eau distillée, autant d'ammoniaque liquide, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; il faut prendre garde d'y ajouter un excès d'ammoniaque. On lave le précipité à l'eau chaude, et on le fait sécher avec soin à l'air. Le précipité obtenu pèse un quart de plus que l'*or* employé. Richter obtint de 300 parties d'*or*, 403 parties d'*or fulminant*.

L'*or fulminant* se forme dans beaucoup de circonstances, d'abord en précipitant la dissolution d'*or* faite à l'aide de l'acide nitro-muriatique et du sel ammoniac par un alcali fixe, ou bien en faisant digérer l'oxide d'*or* nouvellement précipité par l'ammoniaque. Schéele a obtenu de l'*or fulminant* de la digestion de l'oxide d'or par le sulfate d'ammoniaque; la dissolution devient acide, et l'ammoniaque se combine avec l'oxide d'*or*.

Lorsqu'on chauffe quelques grains d'*or fulminant* dans une cuiller métallique sur des charbons ardents, il y a

(1) En France, le poids de semelle étoit de 12 grains; ce poids divisé en 24 parties donnoit un demi-grain pour chaque karat, et chaque karat étoit divisé en 32 parties, qu'on appeloit 32[e] de karat, lequel étoit un 64[e] de grain. (*Note des Traducteurs.*)



une forte détonnation accompagnée d'une flamme légère. La trituration et la percussion produisent le même effet. Quand on fait la détonnation dans une cuiller d'argent ou de cuivre, elle se trouve dorée.

Il est très-dangereux de chauffer l'*or fulminant* dans des vaisseaux clos.

Macquer parle d'un jeune homme qui ajustoit un bouchon à l'émeri, sur un flacon contenant un peu d'*or fulminant*; il y eut une détonnation, le flacon se brisa, et l'individu perdit la vue.

Robison a remarqué que 7 grains d'*or fulminant* qu'on fit détoner par la chaleur sur une plaque de cuivre, avoit une expansion aussi grande qu'un morceau de fer de 2 livres et demie qui tombe avec une vitesse de 25 pieds dans une seconde.

Il est prudent de le conserver dans un flacon bouché avec du papier.

L'*or fulminant* bien lavé est d'un jaune rougeâtre, sans saveur, et insoluble dans l'eau chaude; celui qui n'est pas bien lavé, ne détoune pas si fortement. Par une longue ébullition dans l'eau et dans la potasse liquide, Bergmann l'a ramené à une telle pureté, qu'il étoit inflammable par l'étincelle électrique ou par le contact d'un morceau de papier.

L'*or fulminant* humecté ne détonne pas, il décrépite lentement.

Lorsqu'on le fait détonner entre du papier, on le trouve réduit en grains ou converti en poudre rougeâtre.

Bergmann a observé que l'*or fulminant* qu'on fait chauffer lentement, perd sa propriété de fulminer.

L'*or fulminant* ne détonne pas dans un vaisseau hermétiquement fermé.

Birch remplit entièrement une boule de fer d'*or fulminant*; il exposa la boule à une chaleur violente, en présence de la société royale de Londres, la détonnation n'eut pas lieu. Bergmann a confirmé ce résultat.

Lorsqu'on mêle l'*or fulminant* avec des substances sèches pulvérulentes, avec du soufre et avec de l'huile, il n'y a pas de détonnation. Rongi avec le borax, l'*or* se réduit facilement sans détonnation.

Les acides foibles ne lui enlèvent pas la propriété de détonner.

Les alcalis fixes diminuent beaucoup sa fulmination.

Bergmann qui a fait détonner de l'*or fulminant* dans un tube fermé, et dont l'autre extrémité ouverte plongeoit dans l'eau, obtint d'un demi-gros d'*or fulminant*, 7 pouces cubes suédois d'un fluide élastique. Berthollet qui a répété l'expérience, pense que c'est du gaz azote. Richter croit avoir recueilli du gaz nitreux.

Martinowich fit détonner l'*or fulminant* dans un milieu de gaz oxigène ; le résidu mis dans l'eudiomètre avec du gaz nitreux, fit voir que le gaz oxigène avoit absorbé dans l'opération 0,35 d'impuretés.

Chauffé dans le gaz hydrogène, la détonnation a été foible, le gaz étoit encore inflammable ; on ne retira pas de l'ammoniaque du mélange.

La détonnation fut également foible dans le gaz nitreux, dans le gaz muriatique oxigéné et dans le vide ; dans tous ces cas, l'*or* est réduit.

Il résulte de toutes ces expériences, que l'*or fulminant* est un oxide d'*or* ammoniacal, et que l'ammoniaque se décompose par la détonnation ; l'hydrogène de l'ammoniaque se combine avec l'oxigène de l'*or*, et forme de l'eau ; l'*or* se réduit, et il se dégage du gaz azote. La grande extension du gaz par la chaleur, et la transformation de l'eau en vapeur (ou peut-être la formation de l'air tonnant), sont les causes de l'explosion.

La découverte de l'*or fulminant* est due aux alchimistes ; le premier procédé a été donné par Basil Valentin. Ce composé étoit aussi connu de Oswald Croll et d'Angelus Sala. Voyez *Processus de auro potabili*, p. 266.

Ceux qui ont contribué le plus parmi les modernes à la connoissance de l'*or fulminant*, sont Bergmann, Schéele et Berthollet. *Voyez* Journal de Physique, t. 31, p. 362.

OR MUSIF, OR MORAÏQUE. Aurum musivum. *Musivgold.*

D'après l'ancien procédé de Woulfe, on prépare l'*or musif* en ajoutant à 12 onces d'étain 3 onces de mercure.

On triture cet amalgame avec 7 onces de soufre et 3 onces de muriate d'ammoniaque. On chauffe le mélange dans un matras au bain de sable. On trouve l'*or musif* au fond du vaisseau. Le procédé de Bullion est à peu près le même.

Chaptal a remarqué que si l'on chauffe le matras à feu nu, le mélange s'enflamme, et l'*or musif* se sublime en écailles ou en lames hexaèdres.

Bullion a fait voir que le mercure et le sel ammoniac n'étoient pas nécessaires à la formation de l'*or musif*. Huit onces de muriate d'étain précipité par le carbonate de potasse, ont donné, étant mêlées et sublimées avec 4 onces de soufre, un bel *or musif*.

Pelletier a observé qu'en distillant parties égales d'étain, de soufre et de muriate d'ammoniaque, il passoit du sulfure d'ammoniaque, du gaz hydrogène sulfuré, et du muriate d'ammoniaque. Le résidu dans la cornue étoit de l'*or musif*. Il s'est assuré que, par une trop forte chaleur, il n'y restoit que du sulfure d'étain et une masse bleuâtre. Il fit alors fondre 100 onces d'étain, et y ajouta autant de soufre que l'étain pouvoit en prendre. La fusibilité du métal diminua par la quantité de soufre. Après le refroidissement, il trouva dans le creuset 120 onces de sulfure d'étain.

Ce sulfure, distillé avec du muriate d'ammoniaque, ne donna pas d'*or musif*. Le résidu étoit noir, assez friable : c'est, d'après Pelletier, de l'oxide d'étain sulfuré. Six cents grains de sulfure d'étain chauffé avec parties égales de muriate d'ammoniaque et de soufre, donnèrent un bel *or musif*. Pelletier fit cette opération dans un creuset plat rempli au tiers de matière, et bien fermé par un couvercle. Il plaça ce creuset dans un autre plus grand; l'ayant entouré de sable, il chauffa doucement.

D'après les expériences de Pelletier, l'*or musif* est une combinaison d'oxigène d'étain et de soufre. L'oxide d'étain peut se combiner avec une plus grande quantité de soufre que l'étain métal, car le sulfure d'étain ne donne de l'*or musif* qu'après avoir ajouté du muriate d'ammoniaque et du soufre. L'*or musif* contient 0,35 à 0,40 de soufre, tandis que le sulfure d'étain n'en contient que 0,16 à 17.

En distillant un mélange de cinabre et de sulfure d'étain, Pelletier obtint du mercure coulant et de l'*or musif*. Proust

n'a obtenu, dans cette distillation, que du cinabre et du sulfure d'étain.

Pelletier fils, d'après l'expérience négative de Proust, répéta celle de son père avec Lartigue.

Il distilla 600 grains de cinabre avec autant de sulfure d'étain. Par la simple trituration de ces deux substances, il se dégagea une odeur sensible de gaz hydrogène sulfuré. Pendant la distillation, il passa quelques gouttes d'acide sulfureux, et environ 3 gros de mercure. Dans la voûte de la cornue il s'étoit sublimé du cinabre, et le fond contenoit du sulfure d'étain couvert d'une couche d'*or musif*.

Lorsque les substances furent bien desséchées avant la distillation, il ne se dégagea pas du gaz hydrogène sulfuré.

Pelletier soupçonne que l'oxidation de l'étain dans la formation de l'*or musif* est due à l'eau décomposée qui se trouve dans l'une ou dans l'autre des substances, ou à l'air de la cornue.

Selon Proust, l'étain, dans l'*or musif*, contient encore moins d'oxigène que n'en contient l'oxidule d'étain.

Si l'on fait évaporer le muriate d'étain à siccité, et si on le chauffe après y avoir mêlé du soufre sublimé, il passe d'abord du muriate fumant, l'excès de soufre se sublime, ainsi que de l'*or musif*, au-dessus du fond du matras. Dans cette expérience, le muriate d'étain s'est divisé en deux parties; l'une a cédé son acide et son oxigène à l'autre, et l'a convertie en liqueur fumante. L'étain, ramené à l'état de *minimum* d'oxidation, se combine avec le soufre, et forme l'*or musif*.

Dans une cornue pesée d'avance, on a chauffé un mélange de 50 parties de soufre et de 100 parties d'oxidule gris d'étain privé d'eau; il y eut inflammation.

On a continué de rougir foiblement jusqu'à ce que l'excès du soufre fût sublimé.

Après le refroidissement, il y avoit une perte de 8 à 9 parties; il s'étoit dégagé du gaz acide sulfureux, et il resta dans la cornue 120 parties d'*or musif*.

Il est donc composé d'après cela, de 100 d'oxidule d'étain, et de 20 de soufre.

Lorsqu'on chauffe de l'oxide d'étain au *maximum* avec

du soufre, il se dégage beaucoup de gaz acide sulfureux, et il reste de l'*or musif*.

Lorsqu'on fait rougir un mélange de 3 parties d'oxide d'étain et 1 partie d'*or musif*, le dernier est décomposé. Le soufre de l'*or musif* se combine avec l'oxigène de l'oxide d'étain, et forme du gaz acide sulfureux. Après l'opération, on trouve une poudre grise composée d'oxidule d'étain, de sulfure et d'oxide blanc d'étain.

L'*or musif* se dissout dans une lessive de potasse, à l'aide de la chaleur. Les acides précipitent de cette liqueur une poudre jaune qui n'est plus de l'*or musif*, mais plutôt un oxide d'étain hydro-sulfuré. Le précipité se dissout dans l'acide muriatique, et laisse dégager du gaz hydrogène sulfuré; le liquide restant est du muriate d'étain au *maximum*.

Les acides nitrique et muriatique ne dissolvent pas l'*or musif*.

L'acide nitro-muriatique le dissout à l'aide d'une longue ébullition; il se forme par ce moyen un sulfate d'étain au *maximum* d'oxidation. Ce sulfate chauffé fortement, laisse volatiliser de l'acide sulfurique concentré, et il reste un oxide spongieux qu'il faut laver pour lui enlever tout l'acide; l'eau de lavage ne contient pas une trace d'étain.

On emploie l'*or musif* délayé dans de l'eau gommée, dans la peinture pour dorer et pour bronzer; on s'en sert aussi pour frotter les coussins de la machine électrique.

Voyez *Woulfe* dans les Philos. Trans., t. 61, p. 115; *Pelletier*, Annal. de Chimie, t. 13, p. 280; *Proust*, Journal de Physique, t. 61, p. 338.

ORPIMENT ET ORPIN. *Voyez* ARSENIC.

ORSEILLE. *Voyez* TEINTURE.

OS. Ossa. *Knochen*.

Les *os* sont les parties animales les plus dures et les plus cassantes. A l'état de vitalité, ils ne font pas éprouver de sensibilité. Les *os*, après la mort de l'animal, sont d'un blanc jaunâtre.

Etant desséchés, ils conservent leur forme, et résistent long-temps à la putréfaction.

Le tissu des *os* est ou compacte ou cellulaire. La pesanteur spécifique varie d'après le tissu. Pepys trouva celle des dents des adultes de 2,2727, et celle des dents d'enfants de 2,0833.

Lorsqu'on chauffe les *os* au contact de l'air, ils s'enflamment; il reste une substance poreuse sans saveur, qui absorbe l'eau. Ce résidu, appelé autrefois *terre osseuse*, est du phosphate de chaux. Cette découverte est due à Schéele et Gahn.

Becher a remarqué que les *os* exposés à une chaleur violente, entrent en fusion et forment une substance analogue à la porcelaine. Il dit dans ses mémoires : *Homo vitrum est, et in vitrum ridigi potest sicut et omnia animalia.*

Si l'on distille des *os*, il passe une liqueur ammoniacale accompagnée d'une huile empyreumatique, et il se sublime du carbonate d'ammoniaque. Il reste un charbon noir très-compacte.

Les *os* sont composés de graisse, de gélatine, et de sels terreux.

Pour séparer la graisse, on fait bouillir les *os* écrasés pendant un quart d'heure; on enlève la graisse qui se fige à la surface.

La quantité de graisse paroît varier beaucoup dans les *os*. Proust retira de 16 livres d'*os* 4 livres de bonne graisse. Journ. de Physiq., t. 52. Vingt livres d'*os* de bœuf ont rendu à Hermbstædt 2 livres $\frac{1}{2}$ de graisse; et Schrader a extrait de 2 livres d'*os* de bœuf qui avoient déjà servi à faire la soupe, 6 $\frac{1}{2}$ onces de graisse.

La gélatine peut être retirée des *os* par une longue ébullition. Cadet-de-Vaux, qui a fait bouillir 1 livre d'*os* écrasés avec 8 livres d'eau pendant 4 heures, a obtenu 4 livres de gélatine tremblante, tandis qu'une livre de viande n'en donna que 7 onces.

De 10 livres d'*os*, Proust a obtenu 18 onces de gélatine sèche, qui correspondent à 36 livres de gélatine tremblante, produit qui s'accorde bien avec l'expérience de Cadet-de-Vaux.

Les *os* durs et l'ivoire donnent, selon Schrader, une plus grande quantité de gélatine. Il a retiré de 2 livres d'ivoire 9 onces et $\frac{1}{2}$ de gélatine sèche.



Les *os* de mouton et de porc ont donné à peu près les mêmes résultats. La gélatine d'*os* de porc étoit cependant en plus grande quantité et d'une saveur suave.

Berzelius traita les *os* desséchés par les acides nitrique et muriatique étendus d'eau. Le sel terreux fut dissous, et il resta le cartilage avec les vaisseaux sanguins. Le cartilage soluble dans l'eau se comporta entièrement comme la gélatine.

Hatchett regarde le cartilage comme de l'albumine coagulée; il dit que la substance desséchée devient fragile et demi-transparente; qu'elle se dissout facilement dans l'acide nitrique chaud, et qu'elle est susceptible de se convertir en gélatine par l'acide nitrique foible. Philos. Trans., 1800. Berzelius n'y trouve pas une trace d'albumine, tout le cartilage gélatineux se dissout dans l'eau bouillante. La substance animale des *os* dissoute dans la potasse n'est pas précipitée par les acides, ce qui a cependant toujours lieu, si la potasse contient de l'albumine en dissolution.

En raison de la grande quantité de gélatine, Cadet-de-Vaux et d'autres chimistes modernes ont recommandé les *os* pour faire des bouillons, ce qui avoit été proposé très-anciennement. On sait que Papin fit des expériences à ce sujet devant Charles II, roi d'Angleterre. A l'aide de sa machine, il retira des *os*, dans 24 heures, 150 livres de gélatine. Il recommanda l'emploi des *os* pour les hôpitaux. On prétend qu'une plaisanterie a fait rejeter la proposition. Le roi, allant un jour dîner, trouva des chiens, dans la salle, avec des *pétitions* au cou, par lesquelles ils le supplièrent de ne pas leur enlever leur dernière nourriture (les *os*), pour éviter de mourir de faim.

Le bouillon d'*os* est, à la vérité, nourrissant, mais il n'est pas agréable; la matière extractive de la viande lui manque entièrement.

Outre les substances nommées, les *os* contiennent encore du phosphate de chaux, du fluate de chaux, du phosphate de magnésie, des carbonates de chaux et de soude, du muriate de soude, et une trace de soufre.

Pour faire l'analyse des *os*, on dissout une quantité déterminée d'*os* calcinés au blanc dans l'acide nitrique étendu; on ajoute à la liqueur encore chaude un excès

d'ammoniaque. On sépare le précipité qu'on lave d'abord à l'eau froide, et ensuite à l'eau chaude. Le précipité, réuni à celui qui se dépose de l'eau de lavage, est en grande partie du phosphate de chaux. Selon Berzelius, on en obtient ordinairement 0,86, et jamais au-dessous de 0,83.

Pendant que les *os* se dissolvent dans l'acide muriatique, il y a une foible effervescence qui consiste, d'après Berzelius, dans les *os* frais, en 5, et dans les *os* calcinés, en 2 centièmes d'acide carbonique.

On peut s'assurer de la présence de l'acide fluorique en chauffant des *os* calcinés humectés d'eau, avec leur poids d'acide sulfurique dans un creuset de platine à couvercle de verre. La plaque de verre est attaquée, et l'effet de l'acide fluorique, n'est pas à méconnoître. On peut aussi distiller les *os* calcinés avec l'acide sulfurique étendu.

Comme l'acide fluorique doit être combiné avec la chaux, il falloit donc le chercher dans le 0,86 de précipité par l'ammoniaque. On trouve la quantité en traitant le précipité avec son poids d'acide nitrique : on fait évaporer à siccité et rougir le mélange. Il se dégage d'abord l'acide fluorique, et ensuite l'acide nitrique. On pulvérise le résidu rougi, et on le fait bouillir avec de l'acide acétique. Cet acide dissout la chaux libre, et il reste de 86 parties à 82,5 de phosphate de chaux. La dissolution acétique n'est pas précipitée par l'ammoniaque, mais le carbonate en précipite 4 grains de carbonate de chaux qui répondent à peu près à 2,16 de chaux pure, ce qui présenteroit 3 de fluate de chaux.

Cette manière d'estimer la quantité d'acide fluorique n'est, au reste, qu'approximative.

Pour trouver le phosphate de magnésie, on a fait bouillir 150 grains de phosphate de chaux avec 50 grains d'acétate de plomb dissous dans 2 onces d'eau. On fait évaporer le liquide filtré à siccité, et on fait rougir le résidu avec l'acide sulfurique. L'eau ne dissout qu'une petite quantité de sulfate de chaux de la masse rougie. On lave le phosphate de plomb, et on évapore à siccité toutes les eaux de lavage. Le résidu rougi avec l'acide sulfurique a communiqué à l'eau du sulfate de magnésie qui correspondoit à 2 grains de phosphate acide de magnésie.

Les *os* contiendroient, d'après cela, 1,14 de phosphate de magnésie.

La dissolution des *os* dans l'acide nitrique dont le phosphate est séparé par l'ammoniaque, est précipitée par l'oxalate d'ammoniaque. On obtient par la calcination 10 grains de chaux pure.

Le liquide précipité par l'oxalate d'ammoniaque donne, par l'évaporation jusqu'à siccité, 3,5 de muriate de soude fondu, renfermant 2 de soude. Les réactifs y démontrèrent une trace d'acide sulfurique. Ces deux acides paroissent cependant être dus au hasard.

D'après cette analyse, les *os* calcinés seroient composés, d'après Berzelius, de

Phosphate de chaux . .	81,9
Fluate de chaux. . . .	3,0
Chaux.	10,0
Phosphate de magnésie. .	1,1
Soude	2,0
Acide carbonique . . .	2,0
	100

Les *os* frais sont composés, d'après le même chimiste, de

Cartilage soluble dans l'eau.	32,17
Veines	1,13
Phosphate de chaux . . .	51,04
Fluate de chaux	2,00
Carbonate de Chaux. . .	11,30
Phosphate de magnésie. .	1,16
Soude avec un peu de muriate de soude . . .	1,20
	100

Hatchett a trouvé les mêmes substances dans les *os*, à l'exception de l'acide fluorique et du phosphate de magnésie.

Il fit dissoudre les *os* calcinés dans l'acide muriatique. Le muriate de barite y forma un précipité qui n'étoit pas entièrement soluble dans l'acide muriatique; c'étoit donc du sulfate de barite, et les *os* contenoient par conséquent un peu d'acide sulfurique.

Les dents doivent être rangées parmi les *os ;* elles sont très-dures, et un peu transparentes vers les bords. Il est plus facile de les diviser en long qu'en large. Elles sont couvertes d'un émail.

D'après Pepys, les dents sont composées de

Phosphate de chaux . . .	58
Carbonate de chaux . . .	4
Cartilage	28
	90

Pepys considère les 10 parties qui manquent comme de l'eau et de la gélatine.

Berzelius, en faisant rougir les dents, a éprouvé 0,30 de perte; et dans les dents calcinées, il trouva les substances suivantes :

Phosphate de chaux . . .	88,5
Fluate de chaux	3,0
Chaux pure.	4,5
Phosphate de magnésie . .	1,5
Soude.	2,0
Acide carbonique	0,5
	100

Les dents fraîches d'homme contiennent, d'après Berzelius :

Cartilage et vaisseaux sanguins.	28,00
Phosphate de chaux	61,95
Fluate de chaux	2,10
Carbonate de chaux	5,30
Phosphate de magnésie . . .	1,25
Soude	1,40
	100

Tandis que la dent a toute son humidité naturelle, l'émail ne s'en détache pas; exposée à une chaleur subite, la séparation a lieu.

L'émail est composé, d'après Fourcroy, de

Phosphate de chaux. . .	72,9
Gélatine et eau	27,1
	100

La pesanteur spécifique de l'émail est, selon Moréchini, de 2,6555 ; il est composé, d'après le même chimiste, de

Substance animale	30
Chaux	33
Magnésie	9
Alumine	5
Acide phosphorique et fluorique	22
Acide carbonique	1
	100

Il remarque cependant que ces proportions ne sont pas bien exactes.

D'après les expériences de Hatchett et de Pepys, l'émail ne contient pas de gélatine.

L'émail des dents d'homme est composé, d'après Berzelius, de

Phosphate de chaux	85,3
Fluate de chaux	3,2
Carbonate de chaux	8,0
Phosphate de magnésie	1,5
Cartilage	2,0
	100

Les dents entières des adultes, l'émail compris, sont composées, d'après Pepys, de

Phosphate de chaux	64
Carbonate de chaux	6
Cartilage	20
	90

Les premières dents d'enfant contiennent, d'après Pepys :

Phosphate de chaux	62
Carbonate de chaux	6
Cartilage	20
	88

Fourcroy et Vauquelin trouvèrent dans les *os* de bœuf:

Cartilage	51,0
Phosphate de chaux	37,7
Carbonate de chaux	10,0
Phosphate de magnésie	1,3
	100

Les *os* de bœuf calcinés contiennent, d'après Berzelius :

Phosphate de chaux	82,75
Fluate de chaux	4,25
Chaux pure	3,25
Phosphate de magnésie	3,00
Acide carbonique	3,00
Soude et muriate de soude	3,75
	100

Les *os* frais de bœuf sont composés, d'après le même chimiste, de

Cartilage et vaisseaux sanguins	33,30
Phosphate de chaux	55,45
Fluate de chaux	2,90
Carbonate de chaux	3,85
Phosphate de magnésie	2,05
Soude et muriate de soude	2,45
	100

Les dents de bœuf n'ont pas à l'extérieur, comme les dents des carnivores, de l'émail ; il se trouve dans l'intérieur en plusieurs couches, et il est difficile d'en séparer les deux substances.

Berzelius a trouvé dans les dents de bœuf :

Cartilage et vaisseaux sanguins	31,00
Phosphate de chaux	57,46
Fluate de chaux	5,69
Carbonate de chaux	1,38
Phosphate de magnésie	2,07
Soude et muriate de soude	2,40
	100

L'émail des dents de bœuf renferme, d'après le même chimiste,

Phosphate de chaux	81,00
Fluate de chaux	4,00
Carbonate de chaux. . . .	7,10
Phosphate de magnésie. . .	3,00
Soude	1,34
Cartilage	3,56
	100

L'ivoire frais perdit daus la calcination, selon Fourcroy et Vauquelin, 0,45. L'acide sulfurique n'en dégagea pas un atome d'acide fluorique. L'odeur piquante qu'on aperçoit, provient, d'après ces chimistes, d'un peu d'acide phosphorique qui se volatilise.

La pesanteur spécifique de l'émail des dents d'éléphant est, selon Moréchini, de 2,9630. Cet émail est composé des mêmes substances que l'émail des dents de l'homme, mais dans d'autres proportions.

Il nous manque encore une analyse parfaite des *os* des animaux.

Merat-Guillot en a examiné un plus grand nombre que d'autres chimistes; mais il passe sous silence plusieurs substances.

Faute d'une analyse plus exacte, nous allons en donner le résultat.

CENT PARTIES.	GÉLATINE.	PHOSPHATE de CHAUX.	CARBONATE de CHAUX.	PERTE.
Os d'homme d'un cimetière . . .	16	67	1,5	15
— desséchés qui n'étoient pas enfouis dans la terre . .	23	63	2	2
— de bœuf . . .	3	93	2	2
— de veau. . . .	25	54	une trace.	21
— de cheval . . .	9	67,5	1,25	22,25
— de brebis . . .	16	70	0,5	13,5
— de cerf. . . .	1,5	90	1	7,4
— de porc. . . .	17	52	1	30
— de lièvre . . .	9	85	1	5
— de poule . . .	6	72	1,5	20,5
— de brochet. . .	12	64	1	23
— de carpe . . .	6	45	0,5	48,5
Dents de cheval . .	12	85,5	0,25	2,25
Ivoire	24	64	0,1	11,15
Corne de cerf. . .	27	57,5	1	14,5

Fourcroy et Vauquelin ont trouvé dans les *os* de chevaux et de brebis $\frac{1}{36}$ de phosphate de magnésie, et dans ceux de poules et de poissons $\frac{1}{40}$.

Les *os* fossiles contiennent aussi du phosphate, du fluate et du carbonate de chaux. La gélatine est plus ou moins composée, selon que les *os* ont été enfouis dans la terre plus ou moins long-temps.

La garance teint en rouge les *os* de l'animal vivant. Ce fait a été remarqué le premier par Lomnius, médecin en Zeelande. Les animaux qui mangent les feuilles de la garance avoient les *os* rouges.

Belchier a vu teints en rouge des *os* de cochons qui étoient nourris de son délayé avec une infusion de garance, dans un atelier de teinture. Le galium et autres substances végétales ont la propriété de teindre les *os*.

Berzelius conclut de ses expériences, faites à ce sujet, que la coloration provient d'une matière colorante passée dans le sang qui a une grande affinité pour le phosphate de chaux, et qui se dépose sur les *os*.

Les *os* doivent leur solidité au phosphate de chaux; lorsque ce sel diminue, ils deviennent flexibles et mous. L'usage continuel du phosphate de chaux pourroit, d'après Bonhomme, remédier à ce mal.

On emploie les *os* pour en retirer l'acide phosphorique. *Voyez* cet article.

Papin, et ensuite Cadet-de-Vaux, en ont extrait la matière nutritive.

Les enveloppes des coquilles et des muscles doivent être rangées dans cette section. Voyez *Hatchett*, Philos. Trans., 1799.

Ces concrétions contiennent, comme les *os*, des sels terreux liés par une substance animale molle. La chaux est surtout combinée avec l'acide carbonique.

Hatchett divise les coquilles en deux classes: à tissu compacte, d'une belle surface d'émail, comme dans le *voluta cypræa;* et celles couvertes d'une forte membrane, comme la nacre de perle, le *haliotis iris*, le *turbo olearius*, etc.

Ces coquilles décrépitent dans un creuset chauffé au rouge; mais on n'y remarque pas l'odeur animale de la corne.

Les coquilles fraîches se dissolvent entièrement avec effervescence dans les acides; avec les coquilles calcinées, il reste une petite quantité de charbon insoluble. Ni l'ammoniaque, ni l'acétate de plomb ne formèrent un précipité dans la liqueur; elles ne contiennent donc pas d'acide phosphorique.

Hatchett a trouvé dans la nacre de perle de la Chine:

Carbonate de chaux. . .	66
Membranes	34
	100

Les enveloppes des homards, des écrevisses, des crabes, etc., se dissolvent dans l'acide nitrique avec

effervescence, et passent à l'état d'un cartilage élastique.

L'enveloppe de homard contient, selon Merat-Guillot,

Carbonate de chaux. . .	60
Phosphate de chaux . . .	14
Cartilage	26
	100

Celle de l'écrevisse :

Carbonate de chaux . . .	60
Phosphate de chaux . . .	12
Cartilage.	28
	100

Voyez Annales de Chimie, t. 34, p. 71.

L'enveloppe de l'*asterius rubens* Lin. contient, d'après Hatchett, du carbonate de chaux, une substance membraneuse, et pas un atome de phosphate de chaux. Dans celle de l'*asterius papposa* Lin., il y a trouvé, outre les deux substances nommées, du phosphate de chaux.

Dans les endroits où les coquilles se trouvent en grande quantité, on les calcine pour en retirer la chaux vive.

SUPPLÉMENT AUX *OS*.

Foutcroy et Vauquelin ont fait de nouvelles expériences sur les *os*. Ils y trouvèrent, après en avoir retiré le phosphore, beaucoup de petits globules d'un éclat de fer.

La couche qui enveloppe ces globules consiste en phosphate de fer et en phosphate de manganèse. L'intérieur de ces globules, semblable à l'émail, consiste en phosphate de chaux, de magnésie, de fer et de manganèse.

Les *os* calcinés sont composés, d'après ces chimistes, de

Phosphate de chaux et de carbonate de chaux.	97,88
Magnésie	1,80
Oxide de manganèse.	0,17
Oxide de fer	0,18
	100

Voyez Annales du Muséum d'Histoire Naturelle, n° 68.

OSMAZONE (1).

OSMIUM. Osmium. *Osmium*.

Fourcroy et Vauquelin ont remarqué que la poudre noire de platine, insoluble dans l'acide, lessivée par la potasse, exhaloit une vapeur âcre semblable au raifort, et qui irritoit les yeux et la gorge. Ils soupçonnèrent que ce phénomène provenoit d'une substance particulière volatile.

Tennant a poursuivi cet objet, et il est parvenu à isoler la substance.

En traitant la poudre noire de platine par la potasse, l'oxide métallique se combine avec elle. Par un acide quelconque (l'acide sulfurique est préférable, en raison de sa fixité), l'oxide peut être séparé de l'alcali, en soumettant le liquide à la distillation. L'oxide est si volatil, qu'il passe avec l'eau dans laquelle il se dissout, et présente une liqueur incolore, sucrée, d'une odeur très-forte. Ce liquide ne rougit pas les couleurs bleues végétales; mais, en état concentré, il communique à la peau une couleur foncée difficile à effacer.

On peut obtenir aussi l'oxide d'*osmium* en distillant la poudre noire avec du nitre. Aussitôt que la cornue est rouge, l'oxide passe en liquide huileux, qui se fige par le refroidissement en une masse demi-transparente, d'une forte odeur, soluble dans l'eau, à laquelle l'oxide communique son odeur.

Le meilleur réactif pour l'oxide d'*osmium* est la teinture de noix de galle. Elle y produit une couleur d'abord pourpre, qui passe bientôt au bleu foncé. Par-là on peut reconnoître si le muriate d'iridium est entièrement privé de l'*osmium*, parce que la dissolution de l'iridium pur

---

(1) Si l'on triture la chair musculaire long-temps avec de l'eau froide et si l'on exprime ensuite, on obtient une liqueur que l'on filtre et qui, rapprochée jusqu'à consistance épaisse, contient de la gélatine, des sels solubles dans l'eau et une substance particulière; pour séparer cette dernière, on traite par l'alcool, on filtre et on fait évaporer jusqu'à consistance d'extrait. Cette substance découverte et nommée par Thénard *osmazone*, est brune; sa saveur est très-agréable. On peut la regarder comme la matière qui donne la saveur et l'odeur au bouillon; elle paroit être au bouillon ce que l'urée est à l'urine. (*Note des Traducteurs.*)

n'est pas changée par la noix de galle. L'oxide d'*osmium* peut être séparé du muriate d'iridium par la simple chaleur.

La dissolution d'*osmium* devient un peu jaune par l'ammoniaque. Le même effet est produit par le carbonate de soude, mais le jaune est moins foncé. La magnésie et le carbonate de chaux n'agissent pas sur la dissolution. La chaux pure rend la liqueur jaune. L'oxide d'*osmium* ne change pas les dissolutions de l'or et de platine; il précipite le plomb en brun jaunâtre, le mercure en blanc, et le muriate d'étain en brun.

L'oxide d'*osmium*, traité par l'alcool, devient foncé, et s'en sépare, par le repos, en flocons. Avec l'éther, le même effet a lieu.

L'oxide d'*osmium* paroît céder son oxigène à tous les métaux, excepté à l'or ou au platine. L'argent que l'on met dans ses dissolutions acquiert une couleur noire. Le cuivre, l'étain, le zinc et le phosphore en précipitent une poudre noire, lui enlèvent son odeur et la propriété d'acquérir une couleur bleue par la noix de galle. La poudre noire consiste en *osmium* métallique, et en métal employé pour la précipitation. On peut la dissoudre dans l'acide nitrique; la dissolution présente alors les différentes nuances avec la noix de galle.

Lorsqu'on agite du mercure avec une dissolution d'*osmium*, il se forme un amalgame, et le liquide perd bientôt son odeur. On peut séparer de cet amalgame une partie de mercure par la pression, et le reste à l'aide de la chaleur; dans ce dernier cas, l'*osmium* métal reste sous la forme d'une poudre grise ou bleuâtre. Ce métal, chauffé au contact de l'air, se volatilise, et prend son odeur ordinaire. Si l'on évite l'oxidation, l'*osmium* paroît être fixe. L'*osmium*, chauffé dans le creux d'un charbon, ne fond pas et n'éprouve aucune altération. On peut le combiner par la fusion avec l'or et le cuivre; il en résulte des alliages ductiles, solubles dans l'acide nitro-muriatique, dont l'oxide d'*osmium* se volatilise par la distillation.

Le métal pur, préalablement chauffé, ne paroît pas être attaqué par les acides, et même par l'acide nitro-muriatique. Lorsqu'on le fait chauffer dans un creuset

d'argent avec la potasse, il se combine avec elle. La masse, dissoute dans l'eau, donne une liqueur jaune dont les acides précipitent l'oxide d'*osmium*.

Les propriétés les plus saillantes de la dissolution de l'oxide d'*osmium* sont : de devenir bleue par une petite quantité de teinture de noix de galle, de teindre d'un noir solide toutes les substances animales, et de laisser précipiter une poudre noire par le moyen du zinc et d'un peu d'acide muriatique.

Tennant a donné à cette substance le nom d'*osmium*, du grec *osmé*, odeur. Les chimistes français ont proposé le nom *ptene*, de *ptenos*, ailé ou volatil.

Voyez Annales du Muséum d'Histoire Naturelle, t. 3, p. 149; Annales de Chimie, t. 43 et t. 50; Bibliothèque Britannique, t. 28, p. 34.

OXALATES. *Kleesaure Salze.*

On a donné ce nom aux combinaisons de l'acide oxalique avec les bases salifiables.

Les propriétés générales des *oxalates* sont d'être décomposés par le calorique; l'acide se décompose et la base reste.

L'eau de chaux forme dans la dissolution neutre un précipité blanc. Ce précipité, après l'avoir fait rougir, se dissout dans l'acide acétique.

Les *oxalates* terreux sont insolubles dans l'eau ; mais ils se dissolvent dans les acides concentrés. Les *oxalates* alcalins peuvent se former avec un excès d'acide.

OXALATES ALCALINS.

Oxalate d'ammoniaque. Lorsqu'on sature l'acide oxalique par l'ammoniaque, on obtient par l'évaporation de la liqueur l'*oxalate d'ammoniaque* cristallisé en prismes tétraèdres. Ce sel toujours acide rougit la teinture de tournesol et de violette. Les cristaux perdent, par le calorique, 0,16 d'eau de cristallisation. Ils sont très-solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool.

A la distillation, il passe du carbonate d'ammoniaque et il se sublime un peu d'*oxalate d'ammoniaque*; il reste

dans la cornue un charbon. On emploie ce sel comme réactif pour découvrir la présence de la chaux.

L'*oxalate d'ammoniaque* est décomposé par la chaux, la barite, la strontiane, la potasse et la soude, ainsi que par les carbonates de potassç et de soude.

Oxalate de potasse. L'acide oxalique forme avec la potasse deux sels différents : l'*oxalate neutre* et l'*oxalate acidule*.

On obtient l'*oxalate* ueutre eu saturant l'acide oxalique par la potasse. Ce sel cristallise difficilement; on l'évapore jusqu'à siccité si l'on veut l'avoir sous forme solide. Lorsqu'on y ajoute un léger excès d'acide, il cristallise en pyramides ou eu prismes. Avec un excès de potasse, Trommsdorff obtint, par une évaporation lente, des cristaux rhomboïdaux transparents.

Bergmann obtiut de 2 parties de carbonate de potasse et de 1 partie d'acide oxalique, des prismes tétraèdres qui tombèrent en poussière à l'air chaud. A la distillation sèche, ce sel reud de l'acide pyro-acétique, du gaz hydrogène carboné, et il reste un carbonate de potasse.

L'*oxalate* acidule de potasse se trouve tout formé dans plusieurs végétaux, notamment dans l'oxalis acetoselle L., dans le rumex acetosella L., dans le rumex acetosa, etc. (1). Dans les contrées où ces plantes croissent en abondance, comme au Hartz, dans la forêt de Thuringe, dans la forêt Noire, en Suabe, en Suisse, etc., on prépare ce sel par le procédé suivant. On écrase les plantes vertes dans des mortiers de bois et on les exprime : ou épuise la plante par des triturations à l'aide de l'eau et par des expressions; on fait chauffer légèrement la liqueur, et on la clarifie par le repos; on la fait évaporer ensuite dans des chaudières étamées, jusqu'à pellicule saline; on laisse refroidir le liquide ainsi évaporé dans des vaisseaux de terre, où une partie du sel cristallise; on fait évaporer l'eau-mère autant qu'il se dépose de cristaux par le refroidissement.

(1) Nous l'avons aussi trouvé dans les feuilles et les tiges du *rheum palmatum* et du *rheum rhaponticum*. *Voyez* Annales de Chimie, t. 62. (*Note des Traducteurs.*)

On purifie le sel par des dissolutions et des cristallisations répétées. Voyez *Savary*, Dissert. de Sale essent. acetosellæ, 1773; et *Bayen*, Ann. de Chim., t. 14, p. 3.

D'après Savary, 50 liv. d'oseille fraîche donnent 25 liv. de suc, d'où l'on peut retirer 2 ½ onces d'*oxalate* pur. Le sel d'oseille de Suisse est le plus blanc; celui de Thuringe est un peu jaunâtre et moins acide.

L'*oxalate* acidule de potasse est ordinairement en petits cristaux blancs qui sont quelquefois des prismes tétraèdres. Une once et demie d'eau bouillante, d'après Wiegleb, dissout un gros de celui de Thuringe, tandis qu'un gros de sel d'oseille de Suisse se dissout dans 6 gros d'eau bouillante; après le refroidissement, la plus grande partie du sel cristallise.

Ce sel rougit la teinture de tournesol et de violette. Il est inaltérable à l'air, décomposable par le feu. Il peut former des sels triples avec les autres alcalis et avec quelques terres.

Duclos est le premier qui ait fait mention de ce sel dans les Mémoires de l'Académie française pour 1668. Marggraf y démontra la potasse, et Schéele y découvrit l'acide oxalique.

On peut préparer ce sel de toute pièce, avec une dissolution concentrée de potasse et d'acide oxalique en excès. S'il y a trop de potasse, le sel ne se précipite pas.

Lorsqu'on sature l'*oxalate* acidule de potasse par l'ammoniaque, on a un sel triple qui cristallise en petites aiguilles, inaltérables à l'air et très-solubles dans l'eau.

L'*oxalate* acidule peut être aussi saturé par la soude; ce sel triple cristallise en petits octaèdres ou en lames. Il est inaltérable à l'air et très-soluble dans l'eau.

Oxalate de soude. Ce sel se dissout plus difficilement dans l'eau que l'*oxalate* de potasse. Il est décomposable au feu. La potasse et le carbonate de potasse le décomposent.

Il peut se combiner avec un excès d'acide; mais cet *oxalate* acidule n'a pas été encore bien examiné.

OXALATES TERREUX.

Oxalate d'alumine. L'alumine nouvellement précipitée et encore humide se dissout, à l'aide de la chaleur, dans l'acide oxalique liquide.

Ce sel ne cristallise pas : on n'obtient par l'évaporation qu'une masse jaune transparente d'une saveur douceâtre. Elle est déliquescente et augmente de 0,66 en poids.

L'oxalate d'alumine est un peu soluble dans l'alcool, et rougit la teinture de tournesol. Au feu, il boursouffle et l'acide est décomposé.

Les alcalis et la magnésie le décomposent.

Il contient, d'après Bergmann,

Alumine	44
Acide oxalique et eau. .	56
	100

Oxalate de barite. Lorsqu'on verse de l'acide oxalique dans l'eau de barite, il se précipite une poudre blanche très-peu soluble dans l'eau; un excès d'acide oxalique dissout la poudre, et il se dépose sur les parois du vaisseau des cristaux en aiguilles. On obtient les mêmes cristaux en versant de l'acide oxalique dans une dissolution concentrée de nitrate ou de muriate de barite. Voyez *Fourcroy* et *Vauquelin*, Mém. de l'Instit., t. 2; *Darracq*, Annal. de Chim., t. 40, p. 69.

La chaux décompose ce sel entièrement.

Oxalate de chaux. L'acide oxalique ne dissout pas la chaux en raison de l'insolubilité du sel qui résulte de la combinaison.

On peut former ce sel en versant de l'acide oxalique dans un sel à base calcaire. *L'oxalate de chaux* se précipite en poudre blanche insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide nitrique ou muriatique, sans être décomposé par ces acides. Il verdit le sirop de violette.

Ses parties constituantes sont, selon Bergmann,

Acide oxalique . . .	48
Chaux	46
Eau	6
	100

Aucun acide ne décompose ce sel en totalité, à moins qu'il ne décompose l'acide oxalique. Les alcalis et les terres ne lui enlèvent pas non plus tout l'acide. Si l'on fait bouillir 1 partie d'*oxalate de chaux* avec 2 parties de potasse et un peu d'eau, et si l'on traite la masse évaporée à siccité par l'alcool pour enlever la potasse libre, on trouve dans le résidu quelques traces d'*oxalate* de potasse qu'on peut dissoudre dans l'eau.

Le carbonate de patasse décompose cependant, selon Richter, l'*oxalate de chaux*.

L'*oxalate de chaux* ne se dissout pas dans un excès d'acide oxalique; il est cependant vraisemblable qu'il existe un *oxalate de chaux* avec excès d'acide.

Oxalate de glucine. L'acide oxalique se combine facilement avec la glucine.

L'*oxalate de glucine* a une saveur très-sucrée et astringente. Ce sel ne cristallise pas; il résulte de l'évaporation une masse visqueuse, un peu transparente.

Ce sel est décomposé par les alcalis et par la magnésie; l'alumine ne le décompose pas.

Oxalate de magnésie. Lorsqu'on sature l'acide oxalique par la magnésie, on obtient par évaporation une poudre blanche insoluble dans l'eau, et soluble dans un excès d'acide. L'alcool ne dissout pas ce sel à la chaleur, il se décompose.

Il est composé, d'après Bergmann, de

Acide oxalique . . .	65
Magnésie	35
	100

Les alcalis ne décomposent pas l'*oxalate de magnésie*; mais la magnésie décompose, à l'aide de l'ébullition, les *oxalates* alcalins. La chaux, la barite et la strontiane, enlèvent l'acide oxalique à l'*oxalate de magnésie*.

Oxalate de strontiane. On obtient ce sel en versant une dissolution d'*oxalate* de potasse dans du nitrate de

strontiane. L'*oxalate de strontiane* se précipite en poudre blanche insoluble. Ce sel se dissout dans 19,20 parties d'eau bouillante.

Il est composé, d'après Vauquelin, de

Acide oxalique . . .	40,5
Strontiane.	59,5
	100

Oxalate d'yttria. Les sels à base d'yttria, sont décomposés d'après Klaproth par l'acide oxalique et par les *oxalates;* il se forme un précipité blanc difficilement soluble.

Oxalate de zircone. Lorsqu'on verse de l'acide oxalique dans une dissolution de muriate de zircone, il se forme, d'après Vauquelin, un précipité qui est probablement un *oxalate de zircone.*

D'après ce qui précède, l'affinité des bases pour l'acide oxalique seroit dans l'ordre suivant: chaux, barite, potasse, soude, magnésie, strontiane, alumine, etc.

Oxalates métalliques. Ces sels sont facilement décomposables par le feu; aucun d'eux ne donne de l'acide acétique à la distillation, comme cela a lieu avec les citrates.

Oxalate d'antimoine. L'acide oxalique n'a aucune action sur l'antimoine métal; il dissout une petite quantité de son oxide. Par l'évaporation, on obtient de petits grains cristallins, peu solubles dans l'eau. Ce sel se précipite en versant de l'acide oxalique dans de l'acétate d'antimoine.

Oxalate d'argent. L'acide oxalique dissout l'oxide d'argent en petite quantité. L'*oxalate d'argent* est sous forme de poudre blanche à peine soluble dans l'eau; il devient noir au soleil; l'acide nitrique le dissout. Lorsqu'on le chauffe dans une cuiller, il détonne comme la poudre. L'argent fulminant de Brugnatelli est de l'*oxalate d'argent.*

L'acide oxalique précipite le sulfate et le nitrate d'argent.

Oxalate d'arsenic. L'acide oxalique dissout l'oxide blanc d'arsenic.

Par l'évaporation, on obtient des cristaux prismatiques. Ce sel est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. A une légère chaleur, on peut le sublimer à une température plus élevée; l'acide oxalique se décompose, et l'oxide d'arsenic se volatilise ensuite. Bergmann, Opuscul., t. 1, p. 270.

Oxalate de bismuth. Le bismuth métal ne se dissout pas dans l'acide oxalique; mais l'oxide se combine avec lui et forme une poudre blanche à peine soluble dans l'eau. On peut obtenir le même sel en versant de l'acide oxalique dans du nitrate de bismuth.

Oxalate de cobalt. L'acide oxalique dissout, selon Bergmann, le cobalt et ses oxides; on obtient une poudre rosée, insoluble, qui est l'*oxalate de cobalt*. Ce sel est soluble dans un excès d'acide.

L'oxalate de cobalt s'obtient encore en versant de l'acide oxalique dans les dissolutions de sulfate et de muriate de cobalt.

Oxalate de cuivre. Le cuivre métal est foiblement attaqué par l'acide oxalique. Avec l'oxide, il se forme un sel bleu, insoluble dans l'eau, et soluble dans un excès d'acide. L'acide oxalique précipite aussi les sels à base de cuivre.

Oxalate d'étain. L'étain qu'on fait chauffer avec l'acide oxalique, devient noirâtre selon Bergmann; il se couvre d'une poudre grise, et il se dégage du gaz hydrogène. La dissolution fournit des prismes par une évaporation lente. L'oxide d'étain se dissout aussi facilement; l'*oxalate d'étain* soluble est toujours avec excès d'acide.

Oxalate de fer. L'acide oxalique attaque le fer avec vivacité; le métal se dissout, et il se dégage beaucoup de gaz hydrogène. Par l'évaporation, on a des prismes verts, d'une saveur douceâtre, astringente. Ce sel est très-soluble dans l'eau; il tombe en poussière par une légère chaleur.

Il est composé, d'après Bergmann, de

Acide oxalique	55
Oxide de fer au *minimum*.	45
	100

L'acide oxalique dissout et se combine aussi avec l'oxide rouge de fer. On obtient de la dissolution évaporée à siccité, une belle poudre rouge à peine soluble dans l'eau, que plusieurs chimistes ont recommandée pour la peinture.

L'acide oxalique précipite le sulfate de fer. Tous les *oxalates* alcalins et terreux (excepté l'*oxalate* de chaux) décomposent les sels à base de fer.

Oxalate de manganèse. L'acide oxalique attaque le manganèse et dissout l'oxide noir de ce métal. La dissolution saturée, l'*oxalate de manganèse* se précipite en poudre blanche soluble dans un excès d'acide. Ce sel se forme également en versant de l'acide oxalique dans une dissolution de sulfate ou de muriate de manganèse.

Oxalate de mercure. Le mercure n'est pas attaqué par l'acide oxalique.

L'oxide de mercure se combine avec lui à l'aide de la chaleur, et forme une poudre blanche peu soluble dans l'eau, et soluble dans un excès d'acide.

L'*oxalate de mercure* devient noir au soleil.

On peut obtenir ce sel en versant de l'acide oxalique ou des *oxalates* alcalins dans du nitrate de mercure.

L'*oxalate de mercure* est fulminant, selon Van Paicken et Westrumb.

Oxalate de molybdène. L'acide oxalique donne avec l'oxide de molybdène, une dissolution bleue. Une plus grande quantité d'eau la rend verte et ensuite brune.

Oxalate de nickel. Lorsqu'on chauffe l'acide oxalique liquide avec du nickel, on obtient le sel en poudre verdâtre; il est insoluble dans l'eau. Tous les sels à base de nickel sont précipités par l'acide oxalique.

Oxalate de platine. L'oxide de platine se dissout dans l'acide oxalique. Par l'évaporation, on obtient des cristaux jaunes d'*oxalate de platine*. Les propriétés de ce sel ne sont pas encore connues.

Oxalate de plomb. Le plomb métal est attaqué et noirci par l'acide oxalique. L'oxide de plomb se dissout facilement dans cet acide. La dissolution concentrée laisse précipiter de petits cristaux brillants qui deviennent opaques à l'air; ils sont à peine solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool. Le même sel se forme en versant de l'acide oxalique dans de l'acétate ou du nitrate de plomb.

Il est composé, d'après Bergmann, de

Acide oxalique . . .	41,2
Oxide de plomb . . .	58,8
	100

Oxalate de titane. Lorsqu'on verse dans des sels à base de titane de l'acide oxalique, il se forme un précipité blanc qui se dissout bientôt après.

Oxalate de zinc. L'acide oxalique liquide attaque vivement le zinc, en sépare une poudre blanche qui est l'*oxalate de zinc*. On obtient le même sel en versant de l'acide oxalique dans le sulfate de zinc. Ce sel est peu soluble dans l'eau, soluble dans un excès d'acide. Bergm., Opusc., t. 1, p. 271.

OXIDATION. *Voyez* Oxigène.

OXIDES. *Voyez* Métaux.

OXIDULE. *Voyez* Métaux.

OXIGÈNE. Oxygenium. *Sauerstoff*.

Jusqu'à présent, on n'est pas parvenu à obtenir l'*oxigène* en état isolé; nous le connoissons seulement dans ses combinaisons, dont la plus simple est celle qu'il contracte avec

le calorique. C'est dans cet état que nous allons l'envisager.

On peut le retirer de ses combinaisons avec d'autres corps par trois moyens différents, par la chaleur, la lumière et les acides.

Lorsqu'on chauffe dans une cornue munie d'un tube recourbé plongeant sous des cloches pleines d'eau, de l'oxide rouge de mercure ou de l'oxide de manganèse, l'*oxigène* abandonne le métal, se combine avec le calorique, et se convertit en gaz *oxigène* qu'on peut recueillir. On peut obtenir aussi ce gaz en chauffant de la même manière les nitrates et les muriates suroxigénés.

Les rayons solaires qui frappent l'acide muriatique *oxigéné* et les végétaux verts, en dégagent du gaz *oxigène*.

Quand on chauffe l'oxide noir de manganèse avec l'acide sulfurique, le gaz *oxigène* se dégage à une légère chaleur.

Le gaz *oxigène* est invisible et sans couleur, et son aspect est le même que celui de l'air atmosphérique.

Sa pesanteur spécifique est, d'après Kirwan, de 0,00135, celle de l'eau étant 1,00000. Il est 740 fois plus léger qu'un même volume d'eau. Sa pesanteur spécifique est à celle de l'air comme 1103 à 1000. A une température de 60 degrés Fahr., et à 30 pouces anglais du baromètre, Kirwan trouva que 100 pouces cubes anglais d'air atmosphérique pesoient 31 grains, tandis que la même quantité de gaz *oxigene* pesoit 34 grains. Davy détermine le poids de 100 pouces cubes de gaz *oxigène* à 35,06 grains.

Une bougie allumée qu'on plonge dans une cloche remplie de gaz *oxigene* y brûle avec une flamme très-vive; et elle se consume beaucoup plus rapidement que dans l'air. Des corps en ignition s'allument dans ce gaz. L'amadou et le charbon y brûlent avec un éclat très-vif. Un fil de fer tiré en spirale, garni à l'extrémité d'un peu d'amadou, y brûle en lançant beaucoup d'étincelles, et se fond en petits globules. Le phosphore y brûle avec une lumière semblable à celle du soleil.

Ce gaz est, comme on l'a vu à l'article Aspiration, le principal agent nécessaire à l'entretien de la vie : l'animal ne sauroit vivre dans un air dépourvu de gaz *oxigène*.

Le gaz *oxigène* paroît contenir une plus grande quantité

de calorique que toute autre substance; car aucune d'elles ne met autant de calorique en liberté dans son changement d'état.

Le calorique dégagé ne pourroit pas bien provenir des substances qui se combinent avec l'*oxigène*, car les corps qui se combinent avec l'*oxigene* avec un dégagement considérable de calorique, contractent d'autres combinaisons sans qu'on aperçoive beaucoup de chaleur. Dans les composés, comme dans l'acide nitrique, l'acide muriatique oxigéné et quelques oxides qui retiennent l'*oxigène* avec la plus grande quantité de son calorique, si leur *oxigène* se combine avec d'autres corps, il se manifeste en même temps une grande quantité de calorique.

Lorsqu'on enflamme un mélange de gaz hydrogène et de gaz *oxigene*, la chaleur qui se dégage ne paroît pas dériver de ce que l'hydrogène change son état d'agrégation, mais plutôt du gaz *oxigène*; car il y a des corps solides, comme par exemple le phosphore, qui, d'une quantité donnée de gaz *oxigene*, dégagent beaucoup plus de calorique. En décomposant l'eau par l'action réunie du fer et de l'acide sulfurique, on observe que beaucoup de calorique devient libre, et néanmoins l'hydrogène prend l'état gazeux. Pour opérer cet effet, une petite quantité de calorique (provenant de l'*oxigène*) suffit, parce qu'il est changé d'état dans lequel il se trouvoit dans l'eau; il se porte avec l'*oxigène* sur le fer.

L'*oxigène* se combine avec un très-grand nombre de substances. Ses propriétés varient d'après le degré de condensation qu'il éprouve, d'après la quantité que retient le nouveau composé, et d'après son degré de saturation plus ou moins considérable.

En raison de la condensation, il porte dans la sphère d'activité une masse beaucoup plus considérable, et son action se trouve accrue proportionnellement à son état de condensation; mais il ne conserve de sa tendance à la combinaison que la partie qui n'est pas assujettie par l'affinité de la substance avec laquelle il est combiné; par-là il perd d'autant plus de ses propriétés, que la substance avec laquelle il est combiné a une plus forte affinité pour

lui, et qu'elle se trouve en plus grande proportion dans la combinaison.

Les deux propriétés qui caractérisent l'*oxigène* sont : 1° de se combiner avec les substances qui sont inflammables et qui cessent de l'être par sa combinaison ; 2° de communiquer l'acidité aux combinaisons qu'il forme, lorsqu'il n'éprouve pas un degré de saturation trop considérable.

Mayow connoissoit déjà le gaz *oxigène*. Il s'étoit assuré qu'il faisoit partie constituante de l'air, et qu'il étoit contenu dans le nitre ; mais ces notices tombèrent dans l'oubli. C'est Priestley qui a découvert le gaz *oxigène*, en 1774. Il l'appela *air déphlogistiqué*. En 1771, Schéele le découvrit aussi, et lui donna le nom d'*air igné*. Le nom de *gaz oxigène* lui a été donné par Lavoisier, parce qu'en se combinant avec plusieurs substances, il engendre des acides.

P

PAIN. Panis. *Brod.*

L'homme a sans doute cherché sa première nourriture dans le règne végétal ; et lors même qu'il commença à se nourrir de substances animales, il les mêla avec des végétaux. Il a dû bientôt s'apercevoir que les plantes farineuses devoient être préférées comme aliment nutritif.

C'est ainsi qu'on passa de l'usage des graines céréales à les employer écrasées et bouillies, pour en faire des pâtes ou des gâteaux non fermentés ; ensuite le hasard, ou peut-être de la pâte qui avoit fermenté naturellement, conduisit à la fabrication du *pain.*

Il est certain que l'art de faire le *pain* étoit connu dans les temps les plus reculés. Moïse défend aux Juifs de manger du *pain* fermenté pendant la pâque. Les Grecs regardèrent le dieu Pan comme inventeur de cet art. D'après Homère (*Iliade*, 9. 216), l'art de faire le *pain* étoit connu du temps de la guerre de Troye.

L'art de faire le *pain* repose sur des principes chimiques. La farine de froment et de seigle est composée de fécule, de gluten, et d'une matière mucoso-sucrée. Le gluten rend la farine propre à former une pâte.

Pour faire le *pain*, on pétrit la farine avec de l'eau et on la convertit en pâte. Dans cet état, les principes de la farine peuvent réagir les uns sur les autres. La masse devient légèrement aigre, et il se dégage du gaz acide carbonique.

Le gluten se décompose, et agit probablement sur les autres parties constituantes de la farine; car on cherche en vain à séparer le gluten de la pâte fermentée. Lorsqu'on emploie la pâte trop fermentée, le *pain* est léger et criblé d'yeux ; ce qui provient du dégagement d'un gaz : mais il a une saveur aigre désagréable. Si l'on mêle un peu de pâte fermentée, ou du levain, à une grande quantité de pâte fraîche, la fermentation s'établit promptement, et

la pâte devient propre à la confection du *pain*. Trop de levain donne au *pain* une saveur aigre; quand on n'en ajoute pas assez, la fermentation n'est pas suffisamment prononcée, et le *pain* est compacte et lourd.

Au lieu de levain, on peut employer aussi la levure, substance qui étoit connue des Gaulois. Les boulangers de Paris ont introduit ce ferment vers la fin du quinzième siècle.

Fourcroy considère la fermentation de la pâte comme d'une nature particulière; il l'appelle *fermentation panaire*. La pâte contient, d'après ce chimiste, trop peu de sucre pour qu'il puisse s'établir une fermentation vineuse. La fécule est mêlée à tant de substances étrangères, qu'elle ne peut éprouver la fermentation acéteuse en aussi peu de temps. Le gluten est délayé par l'eau absorbée; ce qui aigrit encore davantage ses parties, et les rend propres à une espèce de fermentation. Si l'on n'en arrêtoit pas les progrès, la pâte passeroit à la fermentation putride.

Lorsque la pâte est suffisamment levée, on la met dans un four dont la température moyenne doit être, selon Tillet, de 448 degrés. Les boulangers jugent la température du four en y mettant un peu de farine; si elle devient noire sans s'enflammer, c'est que la chaleur est convenable.

Le *pain* retiré du four est beaucoup plus léger que n'étoit la pâte, cette légèreté est due à l'eau évaporée.

D'après Tillet, 100 parties de pâte perdent au four 21,13 parties de leur poids, ou un peu plus qu'un cinquième de la totalité.

Cette perte peut cependant varier beaucoup d'après la nature de la pâte, selon le diamètre du pain, et la chaleur subite qui saisit la pâte. Quelquefois Tillet n'a remarqué que $\frac{1}{13}$ de perte.

Un *pain* cuit, pesant 4 livres en sortant du four, avoit perdu, au bout de 8 jours, presque $\frac{1}{13}$ de son poids.

On peut établir, comme approchant le plus de la vérité, que 3 livres de farine peuvent fournir 4 livres de *pain* cuit.

Le *pain* frais a une odeur et une saveur agréables, qu'il perd au bout de quelque temps. On ne connoît pas la cause

de ces phénoméues, qui sont dus à des altérations chimiques.

Depuis l'analyse de Geoffroy, eu 1732, nous n'avons aucune analyse du *pain*.

Il est certain que le *pain* diffère beaucoup de la farine qui a servi à sa confection. On ne peut plus séparer les principes; ce qui ne provieut cependant pas de la fermentation, car il est de même impossible de les retrouver dans le *pain* et dans la bouillie de fariue.

On fait aussi du *pain* avec l'orge, l'avoine, les pois, le riz, etc.; mais ces *pains* ne sont pas si nourrissants, et la pâte ne fermente pas si facilement. On a voulu employer les pommes de terre pour faire du *pain;* c'est à Parmentier que l'on doit le procédé : ou fait bouillir les pommes de terre jusqu'à les réduire en pâte; on ajoute moitié de fécule de pomme de terre, et on en fait du *pain*. Le *pain* est blanc et d'un goût agréable.

PALLADIUM. Palladium. *Palladium.*

On annonça publiquement à Londres, au mois d'avril 1803, la vente d'un nouveau métal, chez Forster, qu'on appeloit *palladium*. On en donnoit 25 grains pour une guinée.

Chenevix acheta toute la quantité, et en donna la description suivante :

Ce métal étoit travaillé; on en avoit formé des feuilles minces très-flexibles, d'une pesanteur spécifique de 10,972 à 11,482.

Au chalumeau, l'endroit le plus éloigné de la flamme devint bleu. Il ne se fondit qu'à une température très-élevée; il étoit plus dur que le fer et paroissoit être cristallisé. Sa cassure étoit fibreuse.

Rougi avec du soufre, il se fondit; le sulfure de *palladium* étoit aigre et plus blanc que le métal lui-même.

La potasse fondue lui enleva son éclat métallique et une partie de son poids. L'ammoniaque qu'on laissa plusieurs jours en contact avec lui, acquit uue couleur bleue.

L'acide sulfurique bouillant dissout une partie du *palladium*. L'acide nitrique et l'acide nitro-muriatique le

dissolvent avec plus d'énergie ; l'acide muriatique le dissout lentement. Toutes ces dissolutions sont rouges.

Les alcalis et les terres précipitent de ces dissolutions une poudre jaune ; par l'ammoniaque, la liqueur surnageante prit une teinte d'un bleu verdâtre.

Les sulfates, nitrates et muriates de potasse y forment, comme dans les sels de platine, des précipités orangés. Le muriate d'étain, dans une proportion convenable, rend la liqueur d'un vert d'émeraude. Le sulfate de fer précipite le *palladium* en état métallique, le prussiate de potasse en vert olive.

Chenevix, soupçonnant que le *palladium* étoit un produit de l'art, fit différents essais pour composer une substance analogue. Il croyoit réellement avoir atteint le but qu'il se proposoit par le procédé suivant :

Il fit dissoudre 100 parties de platine pur dans l'acide nitro-muriatique ; il ajouta à la dissolution autant d'oxide rouge de mercure qu'il étoit nécessaire pour saturer l'excès d'acide ; il la fit chauffer ensuite avec une dissolution de sulfate de fer. Outre le précipité qui se déposa, l'intérieur du vase se couvrit d'une couche métallique ; cette couche, chauffée dans un creuset de charbon, donna un bouton qui avoit, d'après Chenevix, toutes les propriétés du *palladium*.

Il en conclut que le *palladium* étoit composé de 2 parties de platine et de 1 de mercure.

Cette assertion de Chenevix excitoit l'attention générale. Il étoit en effet très-surprenant de voir le mercure fixé par le platine à un point que la séparation n'étoit plus possible ; un alliage de 2 métaux dont la pesanteur spécifique devoit être de 18,16, n'étoit que de 11,2.

Tennant, Wallaston, Thomson, Rose, Richter, Gehlen, etc., ont essayé en vain de faire la synthèse du *palladium*. Wallaston fit voir par la suite que le *palladium* étoit partie constituante du platine brut, et que probablement le *palladium* de Forster en provenoit ; car quelques années auparavant il parla à Chenevix de son existence dans le platine brut.

Pour isoler le *palladium*, selon Wollaston, on dissout le platine brut dans l'acide nitro-muriatique ; on précipite

par le muriate d'ammoniaque, et on plonge une lame de fer dans la dissolution qui sépare le reste de platine.

On traite le premier précipité comme le platine brut; on le dissout et on précipite par le muriate d'ammoniaque. On neutralise la dissolution par la soude, et on précipite l'or par le sulfate oxidulé de fer; on y plonge alors une lame de fer pour en précipiter le platine et d'autres substances qui l'accompagnent.

Le précipité foncé en poudre fine est appelé, par Wollaston, *second précipité métallique*.

On le fit digérer dans un mélange de 5 onces d'acide muriatique étendu de son poids d'eau, dans laquelle on avoit fait dissoudre 1 once de nitre, jusqu'à ce qu'il n'y eût plus d'action. Par l'évaporation de la liqueur, on obtint des cristaux bruns qui parurent rouges ou verts dans certaines directions.

Ce sel est un composé triple de *palladium*, de potasse et d'acide muriatique; le *palladium* peut en être précipité en état de pureté.

Le procédé suivant est encore plus expéditif. On verse dans une dissolution de platine brut une dissolution de prussiate de mercure; au bout de quelque temps il se dépose un précipité jaune floconneux. C'est du prussiate de *palladium* qui, après la calcination, laisse le métal en état de pureté. Sa quantité est de $\frac{4}{1000}$ à $\frac{5}{1000}$ du platine employé.

La décomposition du muriate de *palladium* s'opère non seulement par l'affinité du mercure pour l'acide muriatique, mais aussi par celle de l'acide prussique pour le *palladium*; car l'oxide de *palladium* que l'on fait bouillir avec du prussiate de mercure, se convertit en prussiate de *palladium*.

Le prussiate de mercure est donc un réactif précieux, pour reconnoître dans une liqueur la présence du *palladium*.

Lorsque le prussiate du *palladium* provient de la dissolution du *palladium* dans l'acide nitrique, il a la propriété de détonner foiblement par la chaleur. La détonnation a lieu à 500 degrés Fahr. à peu près. La lumière qui se dé-

veloppe dans cette circonstance ne peut être aperçue que dans l'obscurité.

L'acide nitrique concentré, mis en contact avec le *palladium*, se colore lentement en rouge, et le métal se dissout. L'acide nitrique, chargé de gaz nitreux, agit sur le *palladium* d'une manière bien plus énergique.

Le nitrate de *palladium* n'est pas précipité ni par le muriate d'ammoniaque, ni par le nitre. Le prussiate de potasse y forme un précipité jaune orangé ; suivant l'ordre d'affinité il est précipité par le mercure et non par l'argent.

Le *palladium* a quelques propriétés qui le rapprochent du platine. L'un et l'autre sont capables de détruire la couleur d'une grande partie d'or. L'alliage de 6 parties d'or et d'une de *palladium* est presque blanc ; aussi dans les sels triples, le *palladium* se comporte-t-il comme le platine, mais la cristallisation est très-différente. Le muriate de *palladium* et de soude est déliquescent, tandis que le muriate de platine et de soude est inaltérable à l'air.

Les muriates triples que le platine forme avec la potasse et l'ammoniaque, cristallisent en octaèdres d'un jaune pur, peu solubles dans l'eau ; tandis que les sels triples que le muriate de *palladium* forme avec ces deux bases, sont des prismes tétraèdres minces très-solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool.

La conductibilité du *palladium* pour le calorique ne diffère pas non plus de celle du platine, d'après Wollaston.

Quoique le *palladium* fasse partie constituante du platine brut, il n'est pas encore prouvé qu'il soit un métal simple. Chenevix prétend que la nature forme ce composé aussi bien que l'art, que même l'amalgamation qu'on fait subir au platine avant de l'envoyer en Europe, peut déterminer la formation d'une petite quantité de *palladium*.

D'autre part, ni Chenevix, ni aucun autre chimiste, n'a réussi à décomposer le *palladium* et à isoler le platine et le mercure, ses parties constituantes supposées. Ce seroit le seul cas que, par une affinité puissante, deux corps résistassent à tout moyen analytique.

Wollaston a combiné le *palladium* avec le platine, l'or,

l'argent, le cuivre et le plomb. De tous ces alliages, il est parvenu à séparer le *palladium*, et le métal avoit conservé tous ses caractères.

Wollaston remarque de plus qu'il ne peut exister dans un cristal bien prononcé plus de deux bases combinées avec un acide. Il conclut de là que la substance combinée avec le muriate de potasse ne peut être qu'un métal simple.

En réunissant tous ces faits, on ne peut s'empêcher de considérer le *palladium* comme un métal simple; au moins nos connoissances actuelles ne permettent pas de le soupçonner d'une nature composée.

PANACEE MERCURIELLE. *Voyez* MURIATE DE MERCURE.

PAPAYER. *Voyez* SUC DE PAPAYER.

PAPIER. Charta. *Papier.*

On prépare ordinairement avec des chiffons de lin ou de chanvre le *papier* à écrire; celui à emballage ou à filtrer est fait avec les chiffons de laine, de coton, ou de soie.

On commence par trier les chiffons, en séparant ceux de lin et de filasse de ceux qui sont plus usés, et on enlève le fil des coutures.

On lave les chiffons, ce qui s'opère, en Angleterre, à l'aide de machines particulières appelées *machines à laver.* On les déchire avec un instrument mis en mouvement par l'eau, et on les met ensuite dans des vaisseaux où ils subissent la putréfaction.

A cet effet, on les trempe dans des réservoirs de bois, ou, encore mieux, de pierre; il faut de l'eau pure autant qu'il est possible. Dans les premiers douze jours, on verse sur les chiffons, sans les remuer, huit à dix fois de l'eau. On les laisse dix à douze jours avec la même eau, en les remuant souvent; enfin, on reste vingt-cinq jours sans y ajouter de l'eau, et même sans toucher aux chiffons. Par ce moyen, ils acquièrent le degré convenable de putréfaction, ce que l'on reconnoît à la chaleur, ou lorsqu'on

ne peut tenir la main que quelques secondes dans le cuvier.

On écrase les chiffons bien putréfiés, et on les met ensuite dans le *hollandais*, grande machine semblable au moulin à café, où ils sont moulus et réduits en une masse bien homogène. Pendant qu'on écrase les chiffons, on y fait couler perpétuellement un filet d'eau, afin de les laver et faciliter leur division.

Les pâtes ne se conservent pas bien dans un temps chaud; elles jaunissent facilement et se remplissent de vers. On obvie à cet inconvénient en les renfermant dans des auges de pierre couvertes, où elles peuvent égoutter. On les fait ensuite dessécher sur des grillages de laiton.

Pour la manipulation ultérieure, on étend les chiffons réduits en pâte avec la quantité d'eau nécessaire pour donner à la matière l'aspect du petit-lait. On chauffe dans une bassine; et lorsque le tout est bien remué, on en fait du *papier*. Pour cela, on introduit la bouillie dans des formes simples. En Angleterre, on emploie des formes doubles. C'est un grillage de fil de laiton très-serré, par les pores duquel l'eau découle de suite. Ce grillage est entouré d'un cadre vernissé. La bouillie se divise d'une manière uniforme par une légère agitation, et on la réunit pour en former des feuilles.

On appuie la forme pour laisser couler l'eau; on met ensuite la feuille de *papier* sur un feutre. Ordinairement on met un tas de 182 feutres avec les feuilles de *papier*. On enlève par la pression la plus grande quantité de l'humidité pour donner plus de cohésion à la masse de *papier*. On fait dessécher ensuite les feuilles sur des fils de crin. Le *papier* à filtrer et le *papier* d'imprimerie sont complétement achevés après cette opération; mais le *papier* à écrire doit être collé. A cet effet, on emploie une dissolution très-délayée de colle-forte, ou bien une décoction de rognures de pieds de mouton, ou de parchemin, dans laquelle on plonge le *papier*. Il ne faut pas que la dissolution de colle soit trop chaude, le *papier* seroit susceptible de se rider. On ajoute de l'alun à la dissolution de colle, ou bien on tire le *papier* collé à travers une dissolution d'alun, afin d'empêcher la putréfaction et la mauvaise odeur que le

papier acquerroit sans cette opération. Sur 40 à 50 rames de *papier* on prend huit à neuf livres d'alun. On fait dessécher le *papier* collé le plus promptement possible, pour qu'il ne se putréfie pas en raison de la colle. Lorsqu'il est parfaitement sec, on le comprime, et on le planit avec une pierre ou avec un marteau.

Le vieux *papier* imprimé peut être employé dans la fabrication du *papier*. D'après Klaproth, on l'écrase avec la terre à foulon, qui enlève la couleur, et on le travaille ensuite dans le *hollandais*. On peut aussi ramener au blanc le *papier* imprimé, par la lessive des savonniers, et le *papier* écrit par des acides; mais il est toujours d'une qualité inférieure.

Toutes les substances dans lesquelles la fibre ligneuse domine, paroissent être propres à la fabrication du *papier*. Voyez *Schaeffer*, sur l'Art de faire du *papier* sans chiffons; Ratisbonne, 1766. En Angleterre, on a commencé à employer la paille pour la fabrication du *papier* (1).

Il semble cependant que la fibre ligneuse subit des changements considérables dans la fabrication du *papier*, car, d'après l'analyse chimique, le *papier* se comporte comme de la fécule. A la distillation, on obtient un acide empyreumatique, et l'acide nitrique le convertit en acide oxalique. Brugnatelli a aussi obtenu de l'acide subérique par l'acide nitrique. Le *papier* que l'on fait bouillir long-temps avec de l'eau, forme une espèce d'empoix. Chaptal a fait voir que la fibre ligneuse ne différoit de la fécule que par une plus grande quantité d'oxigène : la fécule, digérée avec l'acide nitrique étendu, se convertit en une matière semblable à la fibre ligneuse. *Voyez* Eléments de Chimie de Chaptal, t. 3, p. 201.

Si l'on veut préparer des *papiers* colorés, on ajoute la matière colorante à la masse pâteuse dans le *hollandais*. On mêle aussi, pour élever la blancheur du *papier* et pour le garantir de jaunir, à la pâte fine, un peu de bleu de

---

(1) En France, MM. Séguin, Rousseau et autres, ont aussi fabriqué des *papiers* avec la paille, à l'aide de l'acide muriatique oxigéné et de lessive alcaline. (*Note des Traducteurs.*)

smalt ou de bleu de Prusse. Pour colorer le *papier* d'un côté, on porte la matière colorante, délayée dans l'eau gommée, sur le *papier* non collé, que l'on a préalablement humecté, et on fait dessécher.

Le carton est une espèce de *papier* épais; on le divise en carton formé et en carton collé. On prépare le premier avec des rognures de *papier* dont on fait une bouillie. Le carton collé se prépare en appliquant des feuilles les unes sur les autres. Le *papier* pierreux, asbeste tressé (stein-*papier*), qui résiste au feu et à l'eau, paroît être un carton imbibé de mortier.

Les copeaux comprimés d'Angleterre (presspaene), qui appartiennent au *carton formé*, se préparent surtout de chanvre ou de vieux filets de pêcheurs.

Avec les rognures de *papier* que l'on fait écraser et bouillir avec une dissolution étendue de fécule et de gomme arabique, que l'on exprime ensuite, on prépare le soi-disant *papier mâché*. On le porte alors dans des moules huilés, pour en faire des vaisseaux que l'on couvre d'un vernis et de quelques dessins.

Voyez Dictionnaire de Chimie, de Macquer; *Delalande*, l'Art de faire le *papier*; *Pfeifer*, Manufactures d'Allemagne, t. 1, p. 456.

PARANTHINE (1).

PARTIES CONSTITUANTES. Partes constitutivæ. *Bestandtheile.*

La plus grande *partie* des substances naturelles, est composée de principes dissimilaires; ce sont eux que l'on appelle *parties constituantes*.

Si la division mécanique est employée à détruire l'agrégation des corps, et à les convertir en particules semblables

(1) Laugier a inséré dans le dixième volume des Annales du Muséum, p. 472, l'analyse de cette substance.

Il résulte de ses expériences que 100 parties de *paranthine* contiennent: silice 45, alumine 33, chaux 17,6, fer et manganèse 1, soude 1,5, potasse 0,5, perte 1,4. L'auteur fait remarquer que les proportions de ces substances sont très-analogues à celles contenues dans la prehnite du Cap, analysée par Klaproth. (*Note des Traducteurs.*)

au corps entier, l'analyse chimique tend à isoler les *parties constituantes* d'un corps.

Lorsque par la pulvérisation et le lavage, on réduit le verre en poudre impalpable, elle est composée de *parties* du verre entier; mais si l'on décompose le verre en silice et potasse, on aura les *parties constituantes* du verre.

Il arrive souvent que les *parties constituantes* sont susceptibles d'une analyse ultérieure, et qu'il faut chercher les principes éloignés. Il existe cependant une limite où l'analyse s'arrête; cette limite est le *simple de l'art.*

Il ne faut pourtant pas prendre le *simple de l'art* pour le *simple de la nature*, le vrai élément. L'expérience nous a suffisamment convaincus que plusieurs substances supposées simples, étoient composées. D'un autre côté, un corps doit être considéré comme simple, jusqu'à ce que l'analyse chimique ait démontré le contraire. Le grand nombre de principes que nous sommes forcés de regarder comme simples, ne peut pas s'opposer à ce raisonnement. Le seul juge compétent est l'expérience, il faut nous en tenir là. Il est néanmoins important de poursuivre les recherches sur les substances réputées simples.

Dans l'enfance de la physique, on adoptoit une substance élémentaire, et on cherchoit à expliquer la formation des corps par une métamorphose succincte de la base élémentaire. Les philosophes Yoniens considéroient comme principe élémentaire l'eau, l'air et le feu, jusqu'à *Empedœles*, qui ajouta un quatrième élément, *la terre.*

Aristote déduit des 4 éléments adoptés par lui les conséquences suivantes : chaque corps est palpable, et par-là, ils existe comme principe matériel. En considérant les sensations opposées que nous éprouvons par le tact, nous établissons la différence par l'expression de *chaud, froid, pesant, léger, dur, mou, visqueux, maigre, rude, lisse, tendre, gros.* Il faut cependant que les éléments agissent les uns sur les autres, pour que tout se forme; d'après cela, il faut choisir les fonctions qui agissent activement et passivement les unes sur les autres. Le pesant et le léger doivent donc être rayés de la liste; car le premier, est la tendance de s'approcher du centre, et le dernier, celle de s'en éloigner. Outre le *chaud* et le

froid, toutes les autres fonctions peuvent être ramenées au *sec* et à l'*humide*, puisque la mollesse provient de l'humidité, et la dureté de la sécheresse. Il ne reste donc que le chaud et le froid, le sec et l'humide, pour former les éléments par leurs combinaisons, ce qui constitue le feu, l'air, la terre et l'eau.

Les alchimistes ont adopté 3 principes élémentaires, le sel, le soufre et le mercure; ils les appelèrent *tria prima*. Paracelse en ajouta encore deux, le *phlegme* et le *caput mortuum*. Ils désignèrent par sel, toute substance fixe; par soufre, tout corps combustible; et par mercure, toute matière volatile. D'après ces idées, ils prétendirent ramener par le feu tous les corps à ces trois principes, en sel qui reste fixe, en soufre qui brûle, et en mercure qui se dégage sous forme de vapeur. Le phlegme et le caput mortuum, prenoient la place de l'eau et de la terre. Boyle a fait voir l'absurdité de ce raisonnement.

Becher adopta comme élément, l'eau, l'air, la terre fusible et la terre inflammable et mercurielle. Le résultat de l'union de ces 3 terres étoit un métal; la terre mercurielle en petite quantité formoit les pierres.

Stahl a établi 5 éléments, l'air, l'eau, le phlogistique ou principe inflammable, la terre et l'acide universel. Il parle aussi de chaleur et de lumière; mais sa manière de raisonner n'est pas très-intelligible.

Le génie de Schéele a asservi pour quelque temps ses successeurs. Mais dès qu'on commença à avoir des idées justes, les éléments de Stahl furent modifiés jusqu'à ce que Bergmann et Schéele eussent établi ce grand axiome: *que tout corps devroit être considéré comme simple, jusqu'à ce que l'analyse chimique ne démontre le contraire, et que toutes les substances qui jouissent des propriétés différentes, devroient être envisagées comme de nature diverse.*

D'après ce principe, nous classons comme éléments les métaux, les terres, les alcalis fixes (1), le calorique, la lumière, le phosphore, le soufre, l'hydrogène, l'azote,

(1) On verra, d'après les expériences de M. Davy, à l'article POTASSE, que les alcalis et quelques terres ne sont plus des éléments pour nous. (*Note des Traducteurs.*)

le radical de l'acide muriatique fluorique et boracique.

Il est très-possible que plusieurs de ces principes soient d'une nature composée; mais l'expérience seule doit décider à cet égard.

PASTEL. *Voyez* Teinture.

PEAU. Cutis. *Haut.*

On appelle l'organe qui enveloppe la surface du corps, *peau*. La *peau* est très-composée: on y distingue l'épiderme, le tissu réticulaire et muqueux, et la *peau* proprement dite.

L'épiderme est facile à séparer de la *peau*, en la laissant ramollir dans l'eau chaude. C'est l'épiderme qui se lève par des moyens vésicants.

Il est très-élastique, insoluble dans l'eau et dans l'alcool. Les alcalis fixes le dissolvent en totalité ainsi que la chaux, quoique plus lentement.

L'acide nitrique lui enlève en peu de temps de son élasticité, et le fait tomber en morceaux. Il colore l'épiderme du corps vivant en jaune; cette coloration est bien moins rapide sur l'épiderme du corps mort. La surface teinte en jaune par l'acide nitrique, devient d'une couleur orangée, foncée par l'ammoniaque. Comme Hatchett a fait voir que l'albumine coagulée dans ces circonstances, subit les mêmes changements, et comme l'épiderme partage encore d'autres propriétés avec cette substance, il est probable qu'ils sont une modification particulière de l'albumine coagulée.

Tant que la *peau* est couverte de l'épiderme, le tannin ne peut y pénétrer. Voyez *Chaptal*, Annal. de Chimie, t. 22, p. 221.

Sous l'épiderme se trouve une humeur mucilagineuse, le tissu réticulaire ou le moux de Malpighi, qui n'est pas de la même couleur dans tous les individus, d'où dépendent les différentes nuances de la *peau*. Par-là se distinguent les races humaines, chez lesquelles le mucus est héréditaire.

Cette substance n'a pas été analysée. L'expérience a fait voir que les rayons solaires et l'air atmosphérique, avoient une grande influence sur sa coloration.

Davy pense que l'épiderme chez tous les hommes, a le

même degré de transparence, et qu'il est probablement composé de carbone, d'hydrogène et d'azote, tandis que le mucus contient de plus de l'oxigène. Il soupçonne que les proportions de carbone et d'oxigène, déterminent les différences de couleur, et que cette proportion dépend de la quantité d'oxigène que la lumière enlève au mucus.

La lumière qui agit fortement sur le mucus du nègre, lui enlève de l'oxigène (d'où dépend la couleur blanche); par-là, le carbone devient prédominant, et la *peau* paroît noire. Moins les hommes sont exposés à la lumière, plus le mucilage contient d'oxigène, et la *peau* est d'autant plus blanche; de là, la blancheur de la *peau* des habitants du nord qui ne s'exposent pas aux rigueurs de la saison, leur mucilage contient la quantité nécessaire d'oxigène. Lorsqu'on enlève au mucus par un agent chimique quelconque, de l'oxigène, il devient noir sur-le-champ; cela a lieu quand on le met en contact avec du sulfure de potasse; lorsqu'on ajoute au contraire de l'oxigène, il devient blanc : c'est ainsi que Beddoes a blanchi le bras d'un nègre, en le trempant dans l'acide muriatique oxigéné.

La *peau* proprement dite est une membrane épaisse, compacte, composée de fibres semblables au tissu de feutre. Lorsqu'on la laisse tremper quelque temps dans l'eau, le tissu ne change pas; mais si l'on fait évaporer l'eau au bout de quelque temps, on obtient une petite quantité de gélatine. L'eau froide employée ultérieurement n'a pas d'autre action.

A la distillation, la *peau* fournit les mêmes produits que les substances animales. Les alcalis concentrés la dissolvent, la convertissent en huile et en ammoniaque. Les acides foibles la ramollissent, la rendent transparente, et finissent par la dissoudre. L'acide nitrique la convertit en acide oxalique et en graisse, il se dégage en même temps du gaz azote et de l'acide prussique.

Lorsqu'on fait chauffer la *peau*, elle se ride, se gonfle, exhale une odeur fétide, et laisse un charbon compacte, difficile à incinérer. Par la décomposition spontanée dans l'eau ou dans la terre humide, elle se convertit en une matière grasse et en ammoniaque qui se combinent ensemble et forment un composé savonneux.

La *peau* qui séjourne long-temps dans l'eau, se ramollit, entre en putréfaction, et forme une espèce de gélatine molle. Lorsqu'on la fait bouillir long-temps avec de l'eau, elle devient gélatineuse, et se dissout entièrement. Cette propriété fait employer les *peaux* des animaux pour la fabrication de la colle.

Elle se combine avec le tannin, et forme le cuir. *Voyez* TANNIN.

La *peau* proprement dite est une modification particulière de la gélatine animale, qui, en raison de son tissu et de sa viscosité, résiste à l'action de l'eau; car les *peaux* les plus solubles dans l'eau bouillante, donnent la plus mauvaise colle.

La *peau* de l'animal vivant a une double fonction: plusieurs substances passent à travers la *peau*, et elle absorbe d'autres principes. Il est encore douteux si la *peau* absorbe de l'humidité. Après avoir pris un bain, la soif est très-diminuée. Le capitaine Bligh employa ce moyen pendant son voyage dans la mer australe, pour calmer la soif de ses troupes; mais on ne sait pas si dans ces circonstances il y a de l'humidité d'absorbée.

Le docteur Currie traita un individu qui avoit une tumeur près de *l'estomac*, de manière que les aliments ne pouvoient passer; il remarqua que les bains soulageoient la soif, et que la tumeur étoit plutôt diminuée qu'augmentée.

Seguin a démontré par une expérience décisive, que la *peau* n'absorboit pas d'eau dans le bain. Il fit prendre à un individu un bain dans une eau qui tenoit en dissolution un sel mercuriel. Ce bain ne produisit aucun effet, tant que la peau du malade étoit saine; mais dès qu'on enleva une partie de l'épiderme, elle absorba la dissolution mercurielle, l'individu en éprouva des effets. Il résulte donc qu'à l'endroit où l'épiderme est enlevé, il y a absorption d'eau.

Il y a des circonstances où les malades, comme les diabètes, rendent plus d'urine qu'ils ne prennent de boisson; mais cela ne prouve pas une absorption de l'eau par la *peau*. On remarque dans ces sortes de maladies, que le poids du corps diminue sensiblement; dans les expériences les plus exactes, on trouva que l'urine ne surpassoit pas

la quantité de la boisson. Le docteur Gérard fit prendre à un malade un bain chaud, et ensuite un bain froid, ayant le soin de le peser exactement avant et après le bain : il n'a jamais remarqué une différence sensible dans le poids ; en conséquence, il n'y avoit pas d'eau d'absorbée.

Il existe aussi des faits qui paroissent prouver le contraire. Van Mons a traité un malade qui, en raison d'une plaie à la gorge, ne pouvoit prendre des aliments ; il a prolongé son existence, en appliquant sur plusieurs endroits de la *peau* du corps, une éponge imbibée de vin ou de bouillon.

Watson rapporte qu'on avoit laissé presque mourir de faim un garçon destiné à la course, pour qu'il devînt léger. On le pesoit avant et une heure après la course ; on lui trouva 30 onces de plus en poids, quoiqu'il n'ait pris dans cet intervalle qu'un demi-verre de vin. Dans ce cas, l'augmentation du poids paroît provenir de l'absorption. (Watson, Chemical Essays, t. 3, p. 101.)

L'abbé Fontana a observé qu'après une promenade de deux heures il avoit augmenté de quelques onces en poids, malgré une évacuation qui eut lieu dans l'intervalle. Ici on ne peut attribuer l'augmentation de poids qu'à l'humidité absorbée par les habits.

Pour décider entièrement la question, l'objet exige encore des expériences exactes ; il faut surtout considérer que si l'eau liquide n'est pas absorbée, elle peut l'être à l'état de vapeurs.

Quant à l'absorption de l'oxigène par la *peau*, *voyez* Aspiration.

Voyez les Systèmes de Chimie de Fourcroy et de Thomson, Rollo on Diabetes.

PECHBLENDE. *Voyez* Zinc.

PECHSTEIN, PIERRE DE POIX. Lapis piceus. *Pechstein*.

Sous le nom de *pechstein* il y a plusieurs fossiles que l'on range aujourd'hui parmi les *opales*.

Le *pechstein* se trouve surtout à Triebitschthal, près Garsebach en Saxe.

Sa couleur est de plusieurs nuances de jaune, vert, gris, rouge, brun et noirâtre. Il est en masse. L'intérieur est éclatant, d'un éclat de poix. La cassure est imparfaitement conchoïde. La masse est entrelacée d'un tissu veineux qui devient plus visible lorsqu'on trempe le fossile dans l'eau. Il se détache en fragments aigus, est plus ou moins translucide, aigre, et moyennemeut dur. Sa pesanteur spécifique est, selon Klaproth, de 2,285, et non de 1,640, comme il est dit dans le 3e volume de ses Mémoires de Chimie.

Dans un *pechstein* jaunâtre de Meissen, Klaproth a trouvé :

Silice	73,00
Alumine	14,50
Chaux	1,00
Oxide de fer . . .	1,00
Oxide de manganèse.	0,10
Soude	1,75
Eau	8,50
	99,85

PEINTURE AU LAIT. *Voyez* Lait.

PÉRIDOT. *Voyez* Chrysolithe.

PERLES. Margaritae, Univrer, Perlae. *Persen.*

Les *perles* sont des concrétions que l'on trouve dans plusieurs coquillages, surtout dans le *mytilus margaratifer*, *mya margaritifera*, etc. Elles sont souvent dans l'animal lui-même, et quelquefois attachées à la coquille. On n'a pas encore expliqué leur manière de se produire. Il y a une différence sensible par rapport à la grosseur, à la forme et aux nuances. On estime davantage les plus rudes; mais elles sont toujours un peu oblongues. Elles sont d'un blanc argenté irisé.

Les plus belles *perles* se pêchent à Ceylan et dans le golfe de Perse; celles des Indes orientales, de Californie et de Otahiti sont les plus belles; celles des fleuves d'Allemagne ont encore une valeur moindre, quoique les *perles* de Celle et de Bayreuth soient quelquefois d'une grande beauté.

Les *perles* consistent en couches concentriques de carbonate de chaux et de membranes. La couleur irisée paroît provenir du tissu feuilleté. Hatchtett y a trouvé les mêmes substances que dans le nacre de *perle*. *Voyez* Os.

On fait des *perles* artificielles avec des écailles de poisson, surtout avec celles du *cyprinus alburnus*. Pour cela, on met ces petits poissons dans un cuvier d'eau, et on les frotte l'un contre l'autre. Les écailles se détachent et se déposent au fond du vase. Après les avoir fait dessécher, on les met dans l'ammoniaque liquide très-étendue d'eau, pour les ramollir. On introduit ce liquide dans des *perles* de verre que l'on enveloppe avec les écailles divisées. La dissolution ammoniacale des écailles se trouve dans le commerce sous le nom d'*essence d'Orient*. Voyez *Beckmann*, Histoire des Découvertes, t. 2, p. 325 (en allemand).

PESANTEUR SPÉCIFIQUE. *Voyez* Poids.

PÈSE-LIQUEUR. *Voyez* Aréomètre.

PÉTROLE. *Voyez* Bitume.

PHLOGISTIQUE. Phlogiston. *Brennstoff.*

Stahl chercha la cause de la combustibilité générale des corps dans un principe particulier. Ce principe se dégage, d'après lui, pendant la combustion des végétaux, en huile volatile, ou bien il reste en partie avec le charbon, s'il n'y a pas eu de contact avec l'air. Il enveloppe souvent des acides qui se décèlent par la fermentation des fruits doux ou par la combustion, tel que le soufre. Il communique à l'acide sulfureux son odeur pénétrante et sa volatilité. On peut le reconnoître quelquefois dans des corps par la détonnation avec le nitre. Le siége principal de ce principe est cependant dans les métaux. Lorsqu'ils sont privés de *phlogistique*, ils ne se dissolvent plus ni dans les acides ni dans le soufre. Dans la calcination, quoique leur poids augmente, ils le laissent échapper. Aussitôt qu'on leur rend ce principe au feu, à l'aide du charbon, du flux, de la poix,

de l'huile, de la graisse, etc., ils retournent à l'état métallique avec une perte de poids.

Sthal a appelé ce principe *phlogistique*, de *phlego*, brûler.

Il en a donné la définition suivante: *Materiam et principium ignis; ego* phlogiston *appellare cepi. Nempe primum ignis cibile, inflammabile*, directe atque eminenter *ad calorem suscipiendum habile principium;* nempè si in mixtio *aliquo cum aliis principiis concurrat*. Dans un autre endroit il le nomme: *Materiale et corporeum principium, quod solo citatissimo motu ignis fiat.*

Becher a aussi adopté un principe inflammable élémentaire de nature terreuse; mais Stahl a le mérite d'avoir plus développé cette idée.

Les successeurs de Stabl ont donné plus d'étendue au *phlogistique*, et l'ont envisagé comme la cause unique des propriétés des corps.

Tous les métaux, tous les corps brillants étoient redevables de leurs propriétés au *phlogistique*. La fluidité du mercure, la ductilité de l'or, la fragilité de l'acier, l'éclat du diamant, le jeu de couleur des pierres précieuses étoient dus à ses effets. Il résidoit dans le parfum des fleurs, on le prenoit avec les aliments, il se formoit dans l'économie animale, et se dégageoit par la respiration, etc.

Les physiciens ne furent pas d'accord sur la nature du *phlogistique*.

Macquer imagina le *phlogistique* analogue à la lumière et sans pesanteur; Stahl le croyoit pesant. Frédéric Meyer suppose le *phlogistique* composé de lumière, d'un acide gras, de l'eau et d'une terre. Kirwan et Delamétherie ont regardé le *phlogistique* identique avez le gaz inflammable. Richter et Gren le prirent pour une combinaison d'un principe inconnu avec le calorique, d'où provenoit la lumière. Gren attribua de plus au *phlogistique* une pesanteur négative, opinion qui avoit été émise antérieurement par Venel, Black, Morveau et Marggraf.

Il seroit inutile de vouloir prouver la nullité du *phlogistique* par les propriétés qu'on lui attribue. Chaque explication de tout phénomène chimique sans le secours de ce

principe hypothétique, peut être regardée comme opposée au *phlogistique*.

D'autre part, il ne faut pas méconnoître que Stahl, en adoptant cette hypothèse, s'est acquis un grand mérite pour les progrès de la chimie. C'est ainsi qu'il a conduit les chimistes à chercher à se rendre raison des phénomènes qu'ils observoient, et à déduire (but vers lequel tend toute recherche systématique) d'un ou de peu de principes la cause universelle des phénomènes.

Malgré l'erreur de Stahl, son génie n'étoit pas moins vaste que celui de Lavoisier.

On a fait des applications bizarres du mot *phlogistique*, comme le prouvent les ouvrages intitulés : *Eléments de la Chimie antiphlogistique*, *Observations antiphlogistiques*, etc. La chimie ne peut pas être ni *phlogistique* ni *antiphlogistique*.

PHOSPHATES. *Phophorsaure Salze.*

Les combinaisons que forme l'acide phosphorique avec les bases salifiables, ont les propriétés suivantes :

Lorsqu'on les chauffe avec des corps combustibles, ils ne se décomposent pas, à l'exception du *phosphate* d'ammoniaque.

Au chalumeau, les *phosphates* se fondent en un globule vitreux plus ou moins transparent.

Ils se dissolvent sans efferverscence dans l'acide nitrique.

L'acide sulfurique les décompose en partie. Lorsque l'on traite l'acide phosphorique qui a été séparé par le charbon, on obtient du phosphore.

Chauffés fortement, ils deviennent souvent phosphorescents.

Les *phosphates* se combinent fréquemment avec un excès d'acide, et forment des sels acides.

Nous devons la connoissance exacte de ces sels aux travaux de Hampt, Schlosser, Beuelle, Proust, Klaproth, Westrumb, Vauquelin et Fourcroy.

PHOSPHATES ALCALINS.

PHOSPHATE D'AMMONIAQUE. On prépare ordinairement ce

sel en versant un excès d'ammoniaque liquide dans une dissolution de *phosphate* acide de chaux. On filtre la liqueur, et après l'avoir fait évaporer convenablement, on la laisse refroidir. L'excès d'ammoniaque se volatilise par l'évaporation, et le liquide est presque toujours acide, ce qui empêche la cristallisation. Il faut donc, à mesure que la liqueur devient alcaline, y ajouter de l'ammoniaque; alors la cristallisation a lieu par le refroidissement. *Voyez* Annales de Chimie, t. 39, p. 277.

Le *phosphate d'ammoniaque* cristallise en prismes tétraèdres terminés par des pyramides à quatre faces. Il est quelquefois en rhombes.

La saveur de ce sel est fraîche et piquante. Il se dissout dans 4 parties d'eau de 15 degrés centig., et dans une bien moindre quantité d'eau bouillante.

Sa pesanteur spécifique est, d'après Hassenfratz, de 1,8051. Les cristaux sont inaltérables à l'air; ils s'effleurissent légérement à la surface lorsqu'on les chauffe, subissent la fusion aqueuse, et se dessèchent ensuite. A une plus forte chaleur, le sel se boursouffle, l'ammoniaque se dégage, et l'acide phosphorique reste à l'état de verre transparent. Le *phosphate d'ammoniaque* est le seul des *phosphates* qui se décompose par la chaleur; aussi fournit-il du phosphore par sa distillation avec le charbon.

Le *phosphate d'ammoniaque* est décomposé par les acides sulfurique, nitrique et muriatique, par les terres alcalines et par les alcalis, par un grand nombre de sels, à l'aide de l'affinité double. *Voyez* Système de Chimie de Fourcroy, t. 4, p. 234.

On ne connoît pas encore la proportion de ce sel. Selon Wenzel, il contient $\frac{8}{21}$ d'ammoniaque et $\frac{13}{21}$ d'acide phosphorique. Il paroît susceptible de se combiner avec une plus grande quantité d'acide phosphorique.

Le *phosphate d'ammoniaque* fait partie constituante de l'urine des animaux carnivores. Marggraf paroît être le premier qui l'ait distingué des autres sels. Parmi les chimistes modernes, nous avons Lavoisier, Fourcroy et Vauquelin qui se sont occupés de son examen. Voyez *Fourcroy*, Système de Chimie, t. 3, p. 259.

Phosphate de potasse. L'acide phosphorique forme, avec la potasse, 2 sels différents, le *phosphate acide de potasse* et le *phosphate neutre*.

Lavoisier paroît avoir été le premier qui ait fait mention du *phosphate* acide; Vauquelin a cependant examiné ses propriétés.

On obtient ce sel en versant de l'acide phosphorique dans une dissolution de carbonate de potasse jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence; on fait évaporer le liquide jusqu'à consistance convenable.

Le *phosphate* acide de potasse ne cristallise pas (1). Par l'évaporation, il prend la forme gélatineuse et se dessèche ensuite. Sa pesanteur spécifique est, d'après Hassenfratz, de 2,8516. Il se dissout très-facilement dans l'eau, attire l'humidité de l'air et devient visqueux. Il est susceptible de la fusion aqueuse; à une très-haute température, il fond en un verre qui attire l'humidité.

Ce sel est décomposé par les acides sulfurique, nitrique et muriatique; par la barite, la strontiane et la chaux.

Lorsqu'on précipite le *phosphate de potasse* par l'eau

---

(1) M. Vitalis, professeur de chimie à Rouen, ayant formé une combinaison d'acide phosphorique et de potasse, l'un et l'autre très-purs, a obtenu, par une évaporation convenable de la liqueur, un sel parfaitement cristallisé.

M. Vauquelin a soumis ce sel à quelques épreuves. *Voyez* Annales de Chimie, t. 74, p. 96. Voici le résultat de ses recherches:

1° Ce sel est très-blanc, cristallisé en prismes à 4 pans égaux, terminés par des pyramides à 4 faces, correspondantes aux pans du prisme;

2° Il a une saveur très-acide; il rougit fortement la couleur du tournesol; il n'est pas altérable à l'air;

3° Il précipite abondamment l'eau de chaux en flocons blancs et comme gélatineux;

4° La potasse caustique n'en dégage point d'ammoniaque;

5° Il précipite abondamment la dissolution de muriate de platine;

6° Il ne répand point de phosphore par la chaleur, mais il se fond en un verre clair qui cristallise et devient opaque par le refroidissement;

7° Ainsi fondu, il ne se dissout plus aussi facilement dans l'eau qu'auparavant;

8° Une portion de ce sel ayant été saturée par la potasse, et soumise à une évaporation spontanée, il n'a point cristallisé; il s'est réduit en une espèce de liqueur visqueuse, comme une dissolution de gomme.

(*Note des Traducteurs.*)

de chaux, la liqueur filtrée neutre est troublée par l'oxalate d'ammoniaque; ce liquide est un sel triple, le *phosphate de potasse* et de chaux de Saussure et le premier précipité qui se forme dans le *phosphate de potasse* par l'eau de chaux, est, d'après le même chimiste, un *phosphate* triple avec excès de chaux.

Les sels qui décomposent le *phosphate de potasse* par l'affinité double, sont annoncés dans le Système de chimie de Fourcroy, t. 4, p. 233.

Voyez *Lavoisier,* Mém. de l'Académie des Sciences, 1777, p. 61, et *Vauquelin,* Journal de l'Ecole polytechnique, t. 4.

Le *phosphate de potasse neutre* se prépare en ajoutant au *phosphate* acide de la potasse, et en faisant rougir le mélange dans un creuset de platine. La substance blanche qui reste est le *phosphate de potasse* neutre. Ce sel n'a pas de saveur, est insoluble dans l'eau froide et soluble dans l'eau chaude; après le refroidissement, il se précipite en une poudre brillante. Au chalumeau, il fond en globule transparent qui devient opaque par le refroidissement.

Les acides nitrique, muriatique et phosphorique dissolvent ce sel. Les dissolutions sont épaisses et visqueuses; les alcalis forment un précipité dans les dissolutions concentrées, qui se redissout dans beaucoup d'eau.

Guyton et Desormes, dans leurs recherches sur la décomposition des alcalis et des terres, ont pris ce sel pour du *phosphate* de chaux. Annales de Chimie, t. 40, p. 177.

Phosphate de soude. Pearson donne, pour la préparation de ce sel, le procédé suivant. On verse sur 10 livres d'os en poudre 6 livres d'acide sulfurique d'une pesanteur spécifique de 1,800; après avoir bien agité le mélange, on y ajoute 9 livres d'eau de rivière; on laisse le tout pendant 3 jours à une température de 130 degrés; on y ajoute alors 9 livres d'eau chaude, et on fait passer à travers une toile. On lave le résidu du filtre jusqu'à ce que le liquide passe sans avoir une saveur fortement acide. Les liqueurs filtrées réunies se clarifient par le repos; on

décante et on fait évaporer jusqu'à 9 pintes anglaises (1) de liquide environ. Pour séparer le sulfate de chaux, on filtre et on fait évaporer à 7 pintes. Après le refroidissement, on sépare encore le sulfate de chaux qui s'est séparé. On chauffe la liqueur dans un vase de terre, on y ajoute du carbonate de soude cristallisé dissous dans 1 ½ partie d'eau, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence. On filtre la liqueur chaude dans un vase plat, et on laisse cristalliser 3 à 4 jours. On décante le liquide que l'on sature par la soude s'il est acide, et on fait évaporer et cristalliser comme ci-dessus.

Le procédé suivant est plus expéditif. On ajoute autant d'eau que nécessaire à un mélange d'acide sulfurique et d'os pour le convertir en pâte molle.

On comprime la pâte dans un sac de chanvre grossier, que l'on arrose d'eau jusqu'à ce que la liqueur en découle presque insipide.

On fait saturer le liquide filtré par la soude, et on fait cristalliser.

Le *phosphate de soude* cristallise en prismes à 6 faces rhomboïdales. Les angles aigus des rhombes sont de 60 degrés, les angles obtus de 120 degrés. Les cristaux sont assez gros et transparents. Leur pesanteur spécifique est, selon Hasseufratz, de 1,333. La saveur de ce sel a quelque analogie avec celle du muriate de soude. Il se dissout dans 4 parties d'eau de 15 degrés centig., et dans 2 parties d'eau bouillante. Pour que les cristaux se forment bien, il faut que le liquide ait un excès de soude.

Le *phosphate de soude* est très-efflorescent à l'air. A la chaleur, il entre d'abord en fusion aqueuse; à une chaleur violente, il se fond en masse blanche semblable à l'émail; au chalumeau, on obtient un globule transparent qui devient opaque par le refroidissement. Comme le globule refroidi ressemble à une perle, on a donné à ce sel le nom de *sel perlé*, *sal perlatum*.

Ce sel n'est pas altéré, ni par les corps combustibles, ni par les métaux fondus; avec les oxides métalliques il

(1) Une pinte anglaise vaut à peu près 50 pouces cubes français.

présente des globules colorés. On peut le combiner avec la plupart des terres par la fusion. D'après Thenard, il est composé de

Acide phosphorique . .	15
Soude.	19
Eau.	66
	100

Le *phosphate de soude* est décomposé par la barite, la strontiane et la chaux.

Il n'est pas décidé si la potasse opère sa décomposition.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique le décomposent en partie et le convertissent en *phosphate acide de soude*. Dans cet état, il est plus soluble dans l'eau, ne cristallise pas avec la même facilité; par une évaporation soignée, on obtient des écailles qui ont quelque analogie avec l'acide boracique.

Proust avoit pris ce sel pour un acide particulier. *Voyez* Sel d'urine.

On trouve ce sel dans l'urine des animaux carnivores, et dans quelques autres substances animales. Il sert pour la fusion et la soudure des métaux; en médecine, il est employé comme laxatif.

Voyez *Pearson, Thenard,* Ann. de Chim., t. 31, p. 269; *Fourcroy,* Syst. de Chim., t. 3, p. 253.

PHOSPHATES TERREUX.

Phosphate d'alumine. Lorsqu'on sature l'acide phosphorique par l'alumine, on obtient une masse blanche pulvérulente, sans saveur et insoluble dans l'eau. Un excès d'acide dissout la masse et présente un *phosphate* acide d'alumine. Au chalumeau, il fond en un globule transparent. Les alcalis, les terres alcalines, les acides sulfurique, nitrique et muriatique décomposent ce sel.

Phosphate de barite. On obtient ce sel en saturant l'acide phosphorique de barite pure, par le carbonate de barite, ou bien en versant un *phosphate* alcalin dans du

muriate de barite ; dans ce cas, le *phosphate de barite* se précipite en poudre blanche.

Le *phosphate de barite* est incristallisable et insoluble dans l'eau ; il ne s'altère pas à l'air. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 1,2867. A une haute température, il se fond en un émail gris ; au chalumeau, sur le charbon, il répand une flamme jaune. Le globule vitreux qu'il forme devient opaque par le refroidissement.

L'acide sulfurique décompose ce sel, et forme un sulfate de barite ; il est également décomposé par les acides nitrique et muriatique ; ces deux derniers acides le dissolvent en totalité. Aucune des bases salifiables ne décompose le *phosphate de barite*.

Il est composé, d'après Brandenburg, de

Barite	64,17
Acide phosphorique.	28,03
Eau	4,50
	97,50

Le *phosphate de barite* calciné au blanc, contient :

Barite	67,92
Acide phosphorique. . .	32,08
	100

Lorsque l'on verse de l'acide phosphorique dans l'eau de barite, il se précipite du *phosphate de barite* qui est soluble dans un excès d'acide phosphorique. Le *phosphate de barite* est susceptible de former un sel avec excès d'acide.

Vauquelin est le premier qui ait parlé de ce sel dans ses cours à l'école polytechnique.

Phosphate de chaux. On connoît deux espèces de ce sel, le *phosphate* neutre et le *phosphate* acide de chaux.

Le *phosphate* neutre fait la partie principale des os. On peut le retirer par le procédé suivant :

On lave les os calcinés et pulvérisés avec beaucoup d'eau

pour enlever tous les sels solubles. On dissout le résidu dans l'acide muriatique, et on verse dans la liqueur un excès d'ammoniaque; le précipité est composé pour la plus grande partie de *phosphate de chaux*. On peut lui enlever la petite quantité de fluate de chaux et de *phosphate* de magnésie par le procédé indiqué à l'article Os.

Le *phosphate de chaux* neutre ainsi obtenu, est toujours en poudre blanche. Ce sel est sans saveur, insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air. A une très-haute température, il se fond en un verre semblable à la porcelaine.

D'après les expériences de Saussure, il fond à une très-haute température.

Les acides nitrique et muriatique dissolvent ce sel. Les acides sulfurique, fluorique et quelques acides végétaux, le décomposent en partie.

Selon Fourcroy et Vauquelin, ces acides enlèvent au *phosphate* neutre 0,40 de sa base, et le convertissent en *phosphate* acide de chaux.

Cette dernière circonstance est la cause pour laquelle l'acide phosphorique décompose en partie les sels calcaires; il lui enlève autant de leur base qu'il a besoin pour passer à l'état de *phosphate* acide de chaux.

Berthollet a observé que si l'on fait bouillir 2 parties de potasse dissoute dans l'eau avec 1 partie de *phosphate de chaux*, il se forme une petite quantité de *phosphate* de potasse.

Théodore Saussure, qui a fait beaucoup d'expériences sur cet objet, trouva que ce sel peut se dissoudre en grande partie dans la potasse. Une dissolution de 300 parties de potasse dans 600 parties d'eau, peut dissoudre 16 parties de *phosphate de chaux*. L'expérience faite par la voie sèche, donna le même résultat.

Berthollet s'est assuré qu'une petite quantité de potasse peut déjà enlever au *phosphate de chaux* une portion d'acide phosphorique. En augmentant la potasse, on peut dissoudre en même temps avec l'acide phosphorique, une quantité de chaux; il se forme alors deux combinaisons, le *phosphate* de potasse et de chaux, et le *phosphate de chaux* avec excès de base.

Le *phosphate* de chaux est composé, selon Fourcroy et Vauquelin, de

Acide phosphorique . .	41
Chaux.	59
	100

Le *phosphate de chaux* se trouve aussi dans les os, et dans l'apatite. *Voyez* cet article.

On emploie ce sel pour la fabrication des coupelles, pour la préparation du phosphore, de l'acide phosphorique et du *phosphate* de soude.

Fourcroy et Vauquelin ont fait connoître en 1795, le *phosphate acide de chaux*.

On obtient ce sel en décomposant les os par un acide, ou bien en faisant dissoudre du *phosphate* neutre dans de l'acide phosphorique. Lorsqu'on fait évaporer la dissolution jusqu'au point de cristallisation, on obtient le sel en lames minces semblables au nacre de perle, qui s'agglutinent facilement et forment une masse visqueuse.

La saveur de ce sel est extrêmement acide. Il est plus soluble dans l'eau bouillante que dans l'eau froide, et il cristallise par le refroidissement. Il s'humecte à l'air.

En raison de sa grande quantité d'eau de cristallisation, il est susceptible de subir une fusion aqueuse; il se boursouffle ensuite et se dessèche. A une très-haute température, il fond en un verre transparent. Ce verre est insipide, insoluble dans l'eau, et inaltérable à l'air (1).

Lorsque l'on chauffe ce sel avec du charbon, on obtient, en raison de l'acide phosphorique libre, du phosphore.

Aucun acide, excepté l'acide oxalique, ne décompose ce

(1) Nous avons vitrifié le *phosphate* acide de chaux dans un creuset de platine; le couvercle et toute la partie supérieure du creuset étoit converti en une masse très-cassante que l'on pouvoit reduire en petits morceaux. Nous sommes portés à croire que le *phosphate* acide contenoit un peu de matière charbonneuse qui, à une haute température, décompose l'acide phosphorique, et que le phosphore qui se volatilise se combine avec le platine et forme un phosphure de platine. Au moins nous ne croyons pas que ce soit un *phosphate* de platine, car la masse friable avoit conservé beaucoup de son éclat métallique. (*Note des Traducteurs.*)

sel. Celui-ci se combine avec la chaux, et se précipite en oxalate de chaux. Toutes les bases alcalines décomposent ce sel en partie, en s'emparant de l'excès d'acide; le *phosphate* neutre se précipite.

Le *phosphate* acide de chaux est composé de

Chaux.	36
Acide phosphorique . .	64
	100

PHOSPHATE DE MAGNÉSIE. Bergmann fait mention de ce sel en 1775. Il l'obtint cristallisé en versant dans l'acétate de magnésie de l'acide phosphorique, et en faisant évaporer la liqueur spontanément. Lavoisier prépara ce sel avec le carbonate de magnésie et l'acide phosphorique; il obtint de petits cristaux en aiguilles, qui étoient efflorescents à l'air. Mémoire de l'Académie, 1777, p. 113.

Selon Fourcroy, on obtient ce sel cristallisé en versant du *phosphate* de soude dans une dissolution de sulfate de magnésie. Les cristaux se forment au bout de quelques heures.

Le *phosphate de magnésie* cristallise en prismes à 6 faces. La saveur de ce sel est légérement fraîche et douceâtre. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 1,5489. Il se dissout dans 15 parties d'eau froide et dans une quantité bien moindre d'eau chaude. Il cristallise par le refroidissement.

Ce sel est efflorescent à l'air; à une température très-élevée, il se fond en verre. Au chalumeau, il donne un globule de verre qui reste transparent après le refroidissement.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique le décomposent et lui enlèvent la base. La barite, la strontiane, la chaux, la potasse et la soude s'emparent de l'acide phosphorique. L'ammoniaque ne le décompose pas; il se forme un sel triple, le *phosphate* ammoniaco-magnésien.

Le *phosphate* de chaux existe en petite quantité dans les os. Combiné avec l'ammoniaque, on le trouve dans les concrétions intestinales des chevaux, et dans les calculs urinaires de l'homme.

Le sel triple, le *phosphate* ammoniaco-magnésien se trouve dans les intestins du cheval. Ce fait, annoncé par Fourcroy, a été confirmé par Berthollet et Klaproth. On le trouve aussi dans l'urine humaine, selon Fourcroy et Vauquelin.

Lorsqu'on laisse de l'urine pendant quelque temps dans des vaisseaux clos, ce sel se dépose en prismes tétraèdres terminés par des pyramides à 4 faces.

On peut préparer ce sel artificiellement en mêlant ensemble une dissolution de *phosphate de magnésie* et de *phosphate* d'ammoniaque. Dans ce cas, le sel triple se sépare en poudre blanche.

Le *phosphate* ammoniaco-magnésien n'a pas de saveur; il est à peine soluble dans l'eau : il est inaltérable à l'air. A la chaleur, l'ammoniaque se dégage, et il se fond en globule transparent. Distillé avec du charbon, l'acide phosphorique du *phosphate d'ammoniaque* se décompose, et il passe du phosphore.

L'acide sulfurique décompose entièrement ce sel, et s'empare de ses bases. Les alcalis et les terres en dégagent de l'ammoniaque.

Le sel triple trouvé dans les concrétions des entrailles du cheval est composé, selon Fourcroy, de

Phosphate d'ammoniaque .	33
Phosphate de magnésie . .	33
Eau	33
	99

Phosphate de silice. Fourcroy considère la masse vitreuse que l'on obtient par l'acide phosphorique avec la silice, comme un *phosphate de silice*. Ce sel n'est pas décomposé ni par les acides ni par les alcalis. A une chaleur violente, la potasse paroît former un composé triple avec lui. Système de Chimie de Fourcroy, t. 3, p. 273.

Phosphate de strontiane. Ce sel, préparé d'abord par Hope, a été examiné ensuite par Vauquelin.

On peut le préparer par le carbonate de strontiane et l'acide phosphorique, ou bien en versant un *phosphate* alcalin dans du nitrate ou du muriate de strontiane.

Ce sel est sans saveur, insoluble dans l'eau, et inaltérable à l'air. Les corps combustibles ne le décomposent pas, ni les bases salifiables, excepté la barite. L'acide sulfurique le décompose en totalité. Les acides nitrique et muriatique le décomposent en partie et le convertissent en *phosphate* acide de strontiane.

Au chalumeau sur un support de charbon, il fond en émail blanc, et répand une lueur purpurine.

Il est composé, d'après Vauquelin, de

Strontiane	58,76
Acide phosphorique. . .	41,24
	100

Phosphate d'yttria. Vauquelin a obtenu ce sel en mêlant une dissolution de nitrate ou de muriate d'yttria avec le *phosphate* de soude. Alors le *phosphate d'yttria* se précipite en flocons gélatineux. Annales de Chimie, t. 36, p. 158.

PHOSPHATES MÉTALLIQUES.

Phosphate d'antimoine. L'antimoine métallique n'est pas attaqué par l'acide phosphorique. L'oxide s'y dissout en petite quantité à l'aide de la chaleur. La dissolution ne cristallise pas. Par l'évaporation, il reste une masse d'un vert noirâtre qui se vitrifie à une chaleur violente.

Phosphate d'argent. L'acide phosphorique n'agit pas sur l'argent métal, mais il dissout un peu de l'oxide d'argent. Dans une dissolution de nitrate d'argent, l'acide phosphorique occasionne un précipité blanc qui est le *phosphate d'argent*.

Selon Lavoisier, il faut, pour décomposer le nitrate d'argent, employer le *phosphate* de soude.

Le *phosphate d'argent* est insoluble dans l'eau, et soluble dans un excès de son acide. Lorsqu'on le fait chauffer avec le charbon, il passe un peu de phosphore, et il reste un phosphure d'argent qui contient 15 à 0,20 de phosphore. A une chaleur violente, le *phosphate d'argent*

se fond en un émail verdâtre. L'acide nitrique dissout ce sel.

Quand on fait bouillir le *phosphate d'argent* avec un muriate à base terreuse, il se forme un *phosphate* terreux et un muriate d'argent qui sont l'un et l'autre insolubles.

Phosphate d'arsenic. L'oxide d'arsenic se dissout dans l'acide phosphorique. Par l'évaporation, on obtient le sel cristallisé en petits grains. (Bergmann.)

Phosphate de bismuth. Le bismuth métal n'est pas attaqué par l'acide phosphorique; mais l'oxide de bismuth, nouvellement précipité, se dissout bien dans cet acide. C'est une poudre blanche insoluble qui se fond en verre opaque au chalumeau, et décomposable par le charbon. L'oxide de bismuth en dissolution dans un excès d'acide phosphorique, laisse déposer par l'évaporation des cristaux inaltérables à l'air et solubles dans l'eau. Ce sel soluble contient vraisemblablement un excès d'acide.

L'acide phosphorique précipite un *phosphate de bismuth* dans la dissolution du nitrate de ce métal.

Phosphate de cobalt. Ce sel n'est pas encore bien connu. L'acide phosphorique dissout l'oxide de cobalt et forme une liqueur rougeâtre. Par la voie sèche, l'acide phosphorique se fond avec l'oxide de cobalt en un beau verre bleu (1).

Phosphate de cuivre. Le cuivre métal est à peine attaqué par l'acide phosphorique liquide; au bout d'un long contact, le métal s'oxide, et il se forme un *phosphate de cuivre*. L'acide phosphorique dissout rapidement l'oxide de cuivre. En faisant évaporer le liquide, il reste une masse verdâtre transparente qui ressemble à la gomme. A la chaleur, elle fond en un verre opaque très-foncé.

(1) Le *phosphate de cobalt* se prépare très-facilement en versant du *phosphate* de soude dans une dissolution de nitrate de cobalt. Le précipité obtenu et calciné avec l'alumine, donne la belle couleur bleue qui remplace l'outre-mer. (Thenard.) (*Note des Traducteurs.*)

L'acide phosphorique, avec très-peu d'oxide de cuivre, donne un verre vert.

L'acide phosphorique se combine aussi, d'après Chenevix, avec l'hydrate de cuivre. Lorsqu'on verse dans une dissolution de nitrate de cuivre du *phosphate* de soude, il se précipite une poudre blanchâtre qui est l'hydrate de cuivre. Il est insoluble dans l'eau. A la chaleur rouge, l'eau se volatilise, et il prend une couleur brune. Quand on le fait chauffer fortement avec le charbon, on le convertit en *phosphate de cuivre*.

Il est composé, d'après Chenevix, de

Hydrate de cuivre.	61,5	consistant en 49 d'oxide brun et 12 d'eau.
Acide phosphorique.	38,0	
Eau	0,5	
	100	

Le *phosphate de cuivre* se trouve dans la nature, à Firneberg, au bord du Rhin. Il est d'un vert d'émeraude, opaque, d'un éclat soyeux et d'une cassure fibreuse. On le trouve réniforme ou en grappes, rarement en petits cristaux à 6 faces.

Phosphate d'étain. L'acide phosphorique concentré agit foiblement à l'aide de la chaleur par l'étain ; il se combine plus facilement avec l'oxide d'étain. On peut encore obtenir ce sel en versant du *phosphate* de soude dans une dissolution de muriate d'étain. Le *phosphate d'étain* est insoluble dans l'eau. A la chaleur, il fond en masse vitreuse.

Si l'on chauffe de l'acide phosphorique sec avec de l'étain, une partie de l'acide est décomposée ; il reste du phosphure et du *phosphate d'étain*. Pelletier, Annales de Chimie, t. 13, p. 16.

Phosphate de fer. L'acide phosphorique agit lentement sur le fer. Le métal s'oxide, et il se forme du *phosphate de fer*. Ce sel n'est pas encore bien examiné, et il paroît qu'il en existe plusieurs espèces.

Lorsqu'on verse du *phosphate* de soude dans du sul-

fate de fer, il se précipite du *phosphate de fer* qui a une couleur bleue. Il est insoluble dans l'eau et ne perd pas sa couleur à l'air.

La terre bleue ferrugineuse que l'on nomme aussi *bleu de Prusse naturel*, doit sa couleur bleue au *phosphate de fer*. Ce fossile sortant de la terre est souvent sans couleur : il ne devient bleu que par le contact de l'air. On ne connoît pas encore la cause de ce changement. On a trouvé à l'Ile-de-France un *phosphate de fer* cristallisé d'un bleu foncé.

Lorsque l'on verse une dissolution de sulfate de fer au *maximum* dans du *phosphate* de soude, il se précipite du *phosphate de fer* en poudre blanche. Dans ce *phosphate* blanc, le fer paroît être au *maximum*, et dans le *phosphate* bleu au *minimum* d'oxidation.

Les acides dissolvent le *phosphate* blanc de fer; l'ammoniaque le précipite de cette dissolution en *phosphate de fer*. Il est soluble dans 1500 parties d'eau. Exposé à une haute température, il fond en globules cendrés.

Le *phosphate de fer* que l'on fait rougir avec du charbon se convertit en phosphure de fer.

Quand on fait bouillir le *phosphate* blanc de fer avec une lessive alcaline, il se sépare une poudre rougeâtre, et la liqueur contient du *phosphate* de potasse. Cette poudre rougeâtre est, selon Fourcroy et Vauquelin, de l'oxide de fer qui retient une petite quantité d'acide phosphorique. C'est un *phosphate de fer* au *maximum* avec excès de base. Ce sel ne se dissout pas dans l'eau et dans les acides, mais il se dissout dans l'albumine et dans le serum du sang; il communique à ces liquides une couleur rouge. Une addition d'alcali fixe augmente sa couleur et sa dissolubilité. Le sang paroît être coloré par ce sel.

Selon Marggraf, le *phosphate de fer* avec excès d'acide peut fournir des cristaux inaltérables à l'air.

Phosphate de manganèse. L'acide phosphorique agit foiblement sur l'oxide de manganèse. Le sel qui se forme se précipite en poudre blanche insoluble. On l'obtient plus facilement par décomposition double à l'aide du sulfate de manganèse et du *phosphate* d'ammoniaque. Le précipité,

qui est le *phosphate de manganèse*, n'est pas encore bien examiné.

Phosphate de mercure. Le mercure métal n'est pas attaqué par l'acide phosphorique, mais les deux oxides se combinent facilement avec cet acide. On peut obtenir ce sel en versant dans le nitrate de mercure de l'acide phosphorique. Il se précipite une poudre blanche, insoluble dans l'eau et soluble dans un excès d'acide. Triturée dans l'obscurité, elle est phosphorescente. A la distillation avec du charbon, on obtient du phosphore. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 4,9835.

Selon Braamcamp et Siqueira Oliva, ce sel seroit composé de

Oxide de mercure. . .	71,5
Acide phosphorique . .	28,5
	100

Ce sel a été employé dans l'art de guérir. Wilhelmi donne le procédé suivant :

On dissout 4 onces d'acide phosphorique sec dans l'eau avec 6 gros d'oxide rouge de mercure ; on fait évaporer le liquide filtré jusqu'à siccité. Ce sel doit être considéré comme un *phosphate* acide de mercure.

Phosphate de nickel. L'oxide de nickel se dissout en petite quantité dans l'acide phosphorique. La dissolution, qui n'a presque pas de couleur verte, ne cristallise pas. Par la voie sèche, l'acide phosphorique fond aisément avec le nickel. Bergmann, Opusc., t. 2, p. 268.

Phosphate de plomb. L'acide phosphorique liquide agit lentement sur le plomb ; à la longue, il se forme un *phosphate de plomb* qui est blanc. On obtient facilement ce sel en versant du *phosphate* de soude dans du nitrate de plomb.

Ce sel est insoluble dans l'eau. Au feu, il fond et prend après le refroidissement une forme polyèdre. Lorsqu'on le

fait rougir avec du charbon, il se décompose; le charbon enlève l'oxigène à l'oxide de plomb et à l'acide phosphorique. Il se dégage de l'acide carbonique, l'oxide de plomb est converti en plomb métal, et l'acide phosphorique en phosphore.

La soude pure dissout le *phosphate de plomb* et forme probablement avec lui un composé triple. Les acides sulfurique et muriatique le décomposent à froid en s'évaporant de ces bases. L'acide nitrique dissout le *phosphate de plomb*. Les carbonates alcalins le décomposent par l'attraction double.

On trouve le *phosphate de plomb* dans la nature. Sa couleur est ordinairement d'un vert de serin; on en rencontre aussi de brun et de blanchâtre. Il est cristallisé en prismes à 6 faces. On le trouve à Clausthal, en Ecosse, etc.

Il est composé, d'après Klaproth, de

Oxide de plomb . .	77 à 80
Acide phosphorique .	18 à 19
Acide muriatique. .	une trace.

Phosphate de titane. L'acide phosphorique forme, dans la dissolution de sulfate ou de muriate de titane, un précipité blanc qui n'a pas encore été examiné.

Phosphate d'urane. L'oxide d'urane se dissout dans l'acide phosphorique. La dissolution se trouble au bout de quelque temps, et laisse déposer des flocons jaunâtres. Si l'on verse de l'acide phosphorique dans une dissolution d'acétate d'urane, on obtient un précipité jaune. *Voyez* Mémoires de Chimie de Klaproth.

Phosphate de zinc. L'acide phosphorique attaque vivement le zinc métal, et le dissout avec effervescence. La liqueur donne par l'évaporation une masse semblable à la gomme arabique, qui, au chalumeau, se fond en verre transparent. Les alcalis précipitent de sa dissolution une

poudre blanche qui paroît être du *phosphate de zinc* avec excès de base.

Lorsque l'on fait rougir ensemble de l'acide phosphorique sec avec le zinc, une partie du phosphure devient libre, et il reste un *phosphate de zinc* vitrifié.

PHOSPHITES. L'acide phosphoreux se combine avec les alcalis, les terres, et avec les oxides métalliques, et forme des sels avec ces bases.

Les propriétés générales des *phosphites* alcalins et terreux sont :

Lorsqu'on les chauffe, on remarque une flamme phosphorescente.

A la distillation, il passe du phosphore, et il reste des phosphates dans la cornue.

Chauffés avec du nitrate ou avec du muriate suroxigéné de potasse, ils détonnent et se convertissent en phosphate.

Les *phosphites* enlèvent l'oxigène à l'oxide de mercure et décomposent les sels à base de mercure. Leur action dans les deux cas est cependant plus foible que celle de l'acide phosphoreux.

Par les acides nitrique et muriatique oxigénés, les *phosphites* sont convertis en phosphates.

A une haute température, ils se vitrifient. *Voyez* Fourcroy et Vauquelin dans le Journal de l'Ecole Polytechnique, t. 4, p. 655, et le Système de Fourcroy.

PHOSPHITES ALCALINS.

PHOSPHITE D'AMMONIAQUE. On obtient ce sel en saturant l'acide phosphoreux par l'ammoniaque. Il faut évaporer lentement pour que l'ammoniaque ne se dégage pas. Il cristallise en aiguilles fines et quelquefois en prismes tétraèdres.

Le *phosphite d'ammoniaque* a une saveur piquante très-forte. Il se dissout dans 2 parties d'eau à 15 degrés centig. et dans une quantité moindre d'eau chaude; il attire fortement l'humidité de l'air. Distillé dans une cornue, il se décompose. Il passe du gaz ammoniaque qui tient un peu de phosphore en dissolution. Ce gaz luit dans l'obscu-

rité et s'enflamme par le contact du gaz oxigène : il reste dans la cornue de l'acide phosphorique vitrifié.

Le *phosphite d'ammoniaque* chauffé au chalumeau se boursoufle d'abord en raison de son eau de cristallisation, et répand ensuite une lueur de phosphore, et il s'en dégage du gaz hydrogène phosphoré. Il reste sur le charbon de l'acide phosphorique vitrifié.

Lorsqu'on chauffe le sel dans une petite cornue, il se dégage du gaz hydrogène phosphoré, et il reste de l'acide phosphorique.

Ce sel est décomposé par la chaux, la strontiane, la barite, et par les alcalis. La magnésie forme avec lui un sel triple.

Le *phosphite d'ammoniaque* est composé de

Ammoniaque	51
Acide phosphoreux . . .	26
Eau	23
	100

Phosphite de potasse. On prépare ce sel par la saturation réciproque de l'acide phosphoreux et de la potasse. Par une évaporation lente, on obtient des prismes tétraèdres et angulaires.

Ce sel a une saveur piquante, est inaltérable à l'air, se dissout dans 3 parties d'eau froide et dans une quantité moindre d'eau chaude. Il cristallise par le refroidissement.

Lorsqu'on le chauffe il décrépite. Au chalumeau, il se boursoufle et se fond en un globule de verre transparent qui devient opaque par le refroidissement. Le résidu du sel chauffé a toujours un excès de potasse.

Il est décomposé par la chaux, la barite, la strontiane et la magnésie.

Ses parties constituantes sont :

Potasse.	49,5
Acide phosphoreux . . .	39,5
Eau	11,0
	100

Phosphite de soude. Ce sel se prépare par la voie directe

de l'acide phosphoreux avec la soude. Par l'évaporation, le sel cristallise en prismes tétraèdres ou en lames rhomboïdales. Quelquefois les cristaux sont en forme de plume.

Il a une saveur fraîche, agréable, est efflorescent à l'air, se dissout dans 2 parties d'eau froide et dans une quantité moindre d'eau chaude. Au chalumeau, il fond, répand une lueur de phosphore, et se convertit en verre transparent qui devient opaque par le refroidissement.

Il est décomposé par la chaux, la barite et la magnésie; il décompose, selon Fourcroy, les nitrates et muriates de chaux, de barite, de strontiane et de magnésie.

Il renferme

Soude	33,67
Acide phosphoreux . . .	16,33
Eau	50,00
	100

PHOSPHITES TERREUX.

Phosphite d'alumine. On prépare ce sel en combinant l'alumine avec l'acide phosphoreux : il ne cristallise pas; par l'évaporation, il reste une masse visqueuse. Sa saveur est très-astringente; il est très-soluble dans l'eau, il se boursouffle au feu, répand une odeur de phosphore, mais ne fond pas facilement en verre.

Toutes les bases alcalines et terreuses décomposent ce sel et en précipitent l'alumine. On ne connoît pas encore les proportions de ses parties constituantes.

Phosphite de barite. On obtient ce sel en versant de l'acide phosphorique dans l'eau de barite, ou bien en mêlant ensemble le muriate de barite avec le phosphate de soude. Le *phosphite de barite* se précipite en poudre blanche; il est sans saveur, très-peu soluble dans l'eau et très-soluble dans un excès d'acide : il est inaltérable à l'air.

Au chalumeau, il fond en globule transparent qui devient opaque à l'air. Les corps combustibles ne décomposent pas ce sel. Parmi les bases salifiables, il n'y a que la chaux qui lui enlève son acide.

Le *phosphite de barite* est composé de

Barite	51,33
Acide phosphoreux .	41,67
Eau	7,00
	100

Le *phosphite de barite* avec excès d'acide cristallise en aiguilles; il est plus soluble dans l'eau que le *phosphite* neutre. Les bases alcalines lui enlèvent son excès d'acide et le constituent *phosphite* neutre.

Phosphite de chaux. On prépare ce sel par la combinaison immédiate de la chaux avec l'acide phosphoreux. Au moment de la saturation, le *phosphite* neutre se précipite en poudre blanche qui se dissout dans un excès d'acide.

Le *phosphite de chaux* neutre est sans saveur et insoluble dans l'eau. A la chaleur, le phosphore se volatilise, et il reste un phosphate de chaux. Le globule que l'on obtient au chalumeau est transparent.

Aucune des bases salifiables ne décompose ce sel. Les acides le dissolvent sans le décomposer.

Il contient :

Chaux.	51
Acide phosphoreux.	34
Eau	15
	100

Le *phosphite de chaux* avec excès d'acide cristallise en petits prismes ou en aiguilles; il est un peu soluble dans l'eau. Les bases alcalines lui enlèvent son excès d'acide.

Phosphite de magnésie. Quoique l'on puisse former ce sel par voie directe, on préfère l'obtenir par la décomposition double, en mêlant ensemble le sulfate de magnésie avec le *phosphite* de soude.

Le *phosphite de magnésie* se dépose en flocons tendres d'un éclat soyeux. Ce sel n'a pas de saveur; il se dissout

dans 400 parties d'eau de 15 degrés centig. L'eau bouillante en dissout à peine davantage. Par l'évaporation, il se forme d'abord une pellicule à la surface; il se dépose ensuite des flocons sur les parois du vase : il cristallise enfin en petits tétraèdres.

Ce sel est efflorescent à l'air; les petits cristaux transparents se couvrent d'une poussière blanche. A la chaleur, il boursouffle et fond en un verre opaque.

Le *phosphite de magnésie* est composé de

Magnésie	20
Acide phosphoreux	44
Eau	36
	100

La chaux et la barite décomposent ce sel. Les alcalis caustiques ne lui font pas éprouver de changement.

Avec le *phosphite* d'ammoniaque, il forme un sel triple. Lorsque l'on mêle les deux dissolutions concentrées ensemble, il se précipite. Ce sel triple est cristallisable et peu soluble dans l'eau; il est décomposé par les acides puissants, par la barite, la chaux et la strontiane.

PHOSPHORE. Phosphorus. *Lichtræger.*

On a donné le nom de *phosphore* aux substances qui luisent dans l'obscurité; cette propriété des corps est appelée *phosphorescence*; il y a deux espèces de *phosphore*, le *naturel* et l'*artificiel*.

Parmi les premiers, on range les vers et les insectes luisants, la chair putride, le bois pourri, plusieurs pierres précieuses, surtout certaines espèces de diamants, différentes blendes, etc.

Les *phosphores* artificiels sont le sulfure de barite; Marggraf fit voir que tous les sulfates à base de terre alcaline pouvoient acquérir la même propriété; la chaux pure combinée avec l'acide sulfurique ne donna qu'une foible lumière semblable à celle de la lune.

Pendant un demi-siècle, le sulfure de barite étoit le seul corps connu qui luisoit dans l'obscurité. En 1675,

Baldouin, de Grossenhayn en Saxe, découvrit que le résidu de la distillation du nitrate de chaux, rougi ensuite dans un creuset, avoit la propriété d'absorber la lumière. Ce *phosphore* de Baldouin (nitrate de calcaire privé d'eau) perd à l'air la propriété de luire dans l'obscurité. Il faut le conserver dans des vaisseaux hermétiquement clos.

Homberg a remarqué des propriétés semblables au muriate de chaux fondu. On a donné à ce composé le nom de *phosphore de Homberg*. *Voyez* Mémoires de l'académie royale des sciences, t. 2, p. 182.

Du Fay a observé la phosphorescence dans un grand nombre de corps qu'il avoit fait rougir préalablement, comme les coquilles d'huîtres, les concrétions calcaires, le sulfate de chaux, le marbre, etc.

Les expériences de Beccaria s'étendirent encore plus loin. Voyez *Jacobi Beccariæ commentarii duo, de phosphoris naturalibus et artificialibus. Graecii*, 1768, *ex Actis Bonon.*, t. 2, p. 136. A cet effet, il employa un appareil particulier, consistant en un double cylindre qu'il ajustoit l'un dans l'autre. En ouvrant le cylindre, la lumière y tomba, et l'on pouvoit exposer les corps que l'on avoit introduits dans le cylindre, aux rayons solaires. En fermant le cylindre, l'œil qui étoit resté pendant tout le temps dans l'obscurité voyoit luire le corps. Il trouva, par ce moyen, que toutes les substances végétales et animales, bien desséchées, pouvoient absorber la lumière. Le papier avoit cette propriété à un haut degré.

Canton fit connoître un composé qui présenta la phosphorescence d'une manière très-frappante : il calcina des coquilles d'huîtres à une chaleur violente ; il mêla 3 parties de cette poudre fine avec 1 partie de soufre, comprima la masse fortement dans un creuset, et fit rougir pendant une heure. Il conserva les parties les plus luisantes dans un flacon bien bouché.

Higgins prépare ce composé en faisant calciner les coquilles d'huîtres et le soufre couche par couche.

Lorsqu'on expose le *phosphore* de *Canton* pendant quelques minutes à la lumière, il devient si luisant que dans l'obscurité on peut voir l'heure à une montre. Au bout de

quelque temps il perd la propriété d'être phosphorescent, et il la recouvre par une exposition à la lumière.

Le fluate de chaux chauffé, et les fleurs de zinc, luisent aussi immédiatement après leur préparation.

Wedgwood a donné une table des corps phosphorescents. Philos. Trans., t. 82, p. 28. Il trouva que l'on pouvoit communiquer à un grand nombre de corps la propriété phosphorescente par la chaleur ou par le frottement. La meilleure manière est de chauffer les substances pulvérisées sur une brique presque rouge. Par ce moyen, on rend luisant plus de 80 substances, entr'autres des métaux et des oxides nouvellement précipités de leurs dissolutions acides. La plus forte lueur se manifesta dans le spath fluor et le marbre de Derbyshire, dans le feldspath rouge de Saxe, dans le diamant et le rubis. La durée de lumière différoit beaucoup; dans quelques-uns elle étoit de plusieurs minutes. Par le souffle la lueur disparoissoit et devenoit visible immédiatement après. La lumière étoit ordinairement sans couleur. Le spath fluor bleu qui, par le frottement, exhale une odeur désagréable, donna une lumière verte suivie d'une lumière lilas.

Lorsqu'on agitoit un petit flacon rempli d'huile bouillante dans l'obscurité, il étoit très-lumineux. Un peu d'huile projetée sur une plaque chaude répandoit une flamme bleue. Le même effet avoit lieu en mettant sur la plaque des cornes, des os, des cheveux, de la salive, ou toute autre substance animale.

La phosphorescence est produite par le frottement de deux corps l'un sur l'autre. Presque tous les corps en les frottant deviennent luisants dans l'obscurité. La lumière est blanche, plus ou moins rougeâtre. Cette phosphorescence a lieu dans l'air, dans tout autre gaz, et même sous l'eau.

Différents corps peuvent devenir luisants par le fluide électrique en déchargeant à leur surface une bouteille de Leyde.

Il est très-difficile de donner une explication satisfaisante de ces phénomènes. Plusieurs chimistes ont attribué la phosphorescence à une foible combustion; cependant plusieurs de ces substances ne sont pas combus-



tibles. Au reste, si les corps éprouvoient une combustion, il faudroit aussi qu'ils fussent altérés, ce qui n'a pas lieu (1).

La plupart de ces corps ne luisent qu'après avoir été exposés à la lumière.

Lorsqu'on élève leur température par une chaleur obscure, la lueur n'a pas lieu.

Deux boules de verre soudées et remplies de *phosphore* de *Canton* ont été exposées à la lumière, et transportées ensuite dans un endroit obscur; l'une, qui avoit été trempée dans un vase d'eau bouillante, luisoit bien plus que l'autre, même au bout de 10 minutes, tandis que l'autre resta phosphorescente pendant 2 heures. Conservée pendant plusieurs jours dans l'obscurité, et plongée ensuite dans l'eau bouillante, la boule qui avoit déjà séjourné dans l'eau chaude ne luisoit pas, tandis que l'autre continua de luire. Par la suite, aucune d'elles ne luisoit dans l'eau chaude; mais par l'approche d'une barre de fer légèrement rouge, le reste de la lumière se dégagea.

Toutes les expériences prouvent d'une manière évidente que la phosphorescence dépend de la lumière absorbée.

PHOSPHORE DE KUNKEL. Phosphorus anglicus seu Kunkelii. *Phosphor.*

La découverte de cette substance remarquable, date de la fin du XVII[e] siècle; d'après Leibnitz, de 1677. Un négociant d'Hambourg, nommé *Brandt*, voulant réparer sa fortune, s'occupa à chercher la *pierre philosophale*; à cet effet, il travailla sur l'urine, et le hasard lui fit découvrir le *phosphore*. Kunkel, à peine avoit-il entendu parler de la découverte, qu'il chercha à soutirer à l'inventeur le secret. Il annonça le fait à Krafft, de Dresde; celui-ci fit sur-le-champ le voyage d'Hambourg, et acheta de Brandt le secret pour 200 reichsthaler. Il en fit un commerce à Hanovre et surtout en Angleterre, où il montra à Boyle et à la société des sciences, les propriétés singulières de ce corps.

(1) *Voyez* la note, à l'article LUMIÈRE, relative à la Théorie de M. Dessaignes, sur la phosphorescence. (*Note des Traducteurs.*)

Kunkel, indigné de la conduite de Krafft, s'occupa de son côté à produire la substance. Il savoit que Brandt employoit de l'urine; il travailla donc sur ce liquide, et il réussit d'en retirer du *phosphore*.

Kunkel doit donc être considéré comme l'inventeur du *phosphore;* aussi les chimistes disent-ils encore aujourd'hui, *phosphore de Kunkel*.

Boyle voulut aussi s'attribuer la découverte du *phosphore*. On rapporte qu'il n'avoit vu qu'un petit morceau que Krafft avoit présenté, et qu'il savoit seulement qu'on le retiroit d'une partie du corps humain. Il remit le premier échantillon qu'il avoit préparé au secrétaire de la société des sciences de Londres, qui lui en donna un reçu.

Stahl s'oppose cependant à cette prétendue découverte de Boyle. Il dit que Krafft lui avoit assuré avoir communiqué le procédé à Boyle.

Boyle a le mérite d'avoir donné un moyen très-simple pour préparer le *phosphore*. Il distilla l'urine épaissie et le *phosphore* passa dans le récipient. Pour faciliter l'opération, il mêla l'urine évaporée avec 3 fois de son poids de sable; il chauffa la cornue pendant 12 heures, et très-fortement vers la fin.

Boyle communiqua son procédé à Hankwitz, chimiste allemand, qui prépara d'après cette recette du *phosphore* à Londres. Kunkel et Hankwitz préparèrent le *phosphore* très en grand. Leurs successeurs ont encore aujourd'hui un magasin de produits chimiques à Southampton-Street, où l'on a mis sur la porte 1680.

Plusieurs chimistes publièrent à cette époque des procédés pour la préparation du *phosphore*. Hellot les a réunis dans les mémoires de l'Académie des sciences de Paris, pour 1737, p. 342. Mais tous ces procédés étoient dispendieux et sans résultat satisfaisant, de manière que Hankwitz étoit toujours le seul qui préparât du *phosphore*.

En 1737, vint un étranger à Paris qui s'offrit de donner un procédé qui avoit un résultat constant. Le gouvernement lui accorda une récompense; mais Hellot, Dufay, Geoffroy et Duhamel, se chargèrent de faire l'expérience au laboratoire du jardin royal. Le succès ayant été complet, Hellot décrivit le procédé avec la plus grande exactitude dans les Mémoires de l'Académie de 1737.

Depuis la notice de Hellot, la préparation du *phosphore* ne fut plus un secret; néanmoins, peu de chimistes voulurent l'entreprendre en raison du peu de produit.

En 1743, Marggraf publia un procédé qui présenta beaucoup d'avantage. Il fit voir la substance dans l'urine dont on pouvoit en retirer le *phosphore;* il montra que l'acide phosphorique chauffé avec des corps combustibles, donnoit du *phosphore*. Il recommanda le procédé suivant :

On évapora l'urine putréfiée en consistance de miel. Il mêla 10 parties avec du muriate de plomb dans une chaudière de fer, et on y ajouta $\frac{1}{2}$ partie de charbon en poudre que l'on chauffa dans la chaudière, jusqu'à ce que tout fût converti en poudre noire. On distilla cette poudre dans une cornue de grès lutée, munie d'un récipient rempli d'eau, et on purifia le *phosphore* obtenu par une rectification ultérieure.

L'addition du plomb corné est avantageux, parce que l'acide muriatique rend libre l'acide phosphorique du phosphate de soude. Cet acide phosphorique se porte sur l'oxide de plomb, laquelle combinaison est décomposée par le charbon à la chaleur rouge, et augmente par conséquent la quantité du *phosphore*. Car le phosphate de soude ne donne pas le *phosphore* par la distillation avec le charbon.

Il existe un autre procédé de Marggraf plus facile. On mêle 4 parties de sel essentiel d'urine avec 1 partie de noir de fumée calciné, et avec 4 parties de sable blanc. On chauffe ensuite le mélange comme dans le procédé ci-dessus.

Mais comme le sel d'urine, outre le phosphate d'ammoniaque, contient aussi du phosphate de soude, ce dernier ne se décompose pas; dans ce cas, l'addition du plomb corné seroit utile pour former un muriate de soude et un phosphate de plomb, puisque ce sel donne du *phosphore* à l'aide du charbon rouge.

Sur ce principe est fondé le mode de Giobert. *Voyez Annal. de Chimie,* t. 12, p. 15.

On verse une dissolution de nitrate de plomb dans de l'urine fraîche ou pourrie. Il se forme un précipité qui est composé de phosphate et de muriate de plomb. On



mêle le précipité lavé, de son poids de charbon en poudre, on fait sécher dans une bassine et on distille. Il passe d'abord de l'ammoniaque et une huile empyreumatique qui provient d'un reste d'urine. On change alors le récipient, et on chauffe fortement.

La découverte de l'acide phosphorique dans les os, a mis les chimistes à même d'avoir du *phosphore* d'une manière plus facile. On verse dans une terrine sur 100 parties d'os calcinés réduits en poudre, 400 parties d'eau, on ajoute au mélange successivement 40 parties d'acide sulfurique, en agitant continuellement. Le mélange s'échauffe, et on remarque une vive effervescence. On laisse le tout ensemble pendant 20 heures, en remuant souvent avec une spatule de verre ou de porcelaine.

On jette le tout sur une toile, on lave le résidu sur le filtre, à plusieurs reprises. On verse dans la liqueur filtrée une dissolution d'acétate de plomb qui occasionne un précipité blanc. On distille le précipité de phosphate de plomb avec un sixième de son poids de charbon, et on obtient le *phosphore* dans un récipient rempli d'eau.

Dans ce procédé, l'acide sulfurique enlève la chaux au phosphate, et l'acide phosphorique devient libre; il retient cependant toujours une partie de chaux, ce qui constitue le phosphate acide de chaux. Il n'y a que l'acide phosphorique libre qui soit en état de donner du *phosphore;* mais lorsque l'on ajoute à la liqueur du nitrate ou de l'acétate de plomb, la décomposition du phosphate de chaux est totale. Tout l'acide phosphorique se combine avec le plomb, et la chaux reste dans le liquide combiné avec l'acide nitrique ou acétique.

Puisque tout l'acide phosphorique du phosphate de plomb se décompose par le charbon, on aura par ce moyen le double de *phosphore* que par la voie ordinaire, c'est-à-dire sans addition de nitrate de plomb. La quantité de *phosphore* est de 0,08 à 0,12, au lieu de 0,05.

Ce procédé donné par Fourcroy et Vauquelin (Mémoires de l'Institut, t. 2, p. 282), diffère de celui de Gahn et Schéele. Ce dernier chimiste fit dissoudre les os calcinés dans de l'acide nitrique étendu, il enleva la chaux par l'acide sulfurique, et il traita le liquide surna-

geant rapproché avec du charbon. On voit aisément que le procédé de Fourcroy et Vauquelin doit être plus avantageux.

Selon Berzelius, il faut dissoudre les os calcinés dans l'acide nitrique, et précipiter la dissolution par l'acétate de plomb. On décompose ensuite le phosphate de plomb, en y ajoutant $\frac{1}{7}$ d'acide sulfurique étendu de 8 à 10 parties d'eau. On fait évaporer l'acide phosphorique séparé du sulfate de plomb dans un vase de platine. Si le liquide contient de l'acide sulfurique, on fait vitrifier l'acide phosphorique pour volatiliser l'acide sulfurique (1).

Dans la préparation du *phosphore*, les phénomènes s'expliquent de la manière suivante. A une haute température, le charbon a plus d'affinité pour l'oxigène que n'en a le *phosphore*. Le carbone se combine donc avec l'oxigène, et forme de l'acide carbonique qui se dégage. Le *phosphore* de son côté est isolé : en raison de sa volatilité, il passe dans le récipient.

Dans la fabrication du *phosphore* il passe, selon Trommsdorff, outre le gaz acide carbonique, un gaz particulier que l'on peut isoler en lavant le mélange de gaz jusqu'à ce que l'eau de chaux n'en soit plus troublée. C'est un composé triple de carbone, d'hydrogène et de *phosphore*. Trommsdorff lui a donné le nom de *gaz hydrogène carbo-phos-*

---

(1) M. Destouches, pharmacien à Paris, a imaginé un appareil destiné à mouler le *phosphore*. *Voyez* Annales de Chimie, t. 65, p. 93.

M. Baget, aussi pharmacien, a donné, dans le soixante-treizième volume des Annales de Chimie, page 215, la description d'un appareil à distiller le *phosphore*. Il substitue au récipient de cuivre, un récipient de verre, et il se sert d'une alonge de cuivre ; il adapte à l'orifice du récipient à large ouverture, bouché avec du liége, à travers lequel passe le bec de l'alonge, deux tubes de verres : l'un sert à donner issue au dégagement des gaz, lesquels deviennent faciles à reconnoître par la flamme d'une lampe suspendue à son extrémité supérieure; l'autre sert à retirer de l'eau du récipient à l'aide d'un siphon, afin d'en prévenir l'absorption lorsque la cornue se refroidit. Avec cela on voit tous les phénomènes qui se passent pendant l'opération.

Il a donné aussi la description d'un appareil pour mouler le *phosphore*, lequel réunit la simplicité à une exécution sûre et prompte; il consiste en plusieurs tubes de verre cylindriques, dont le calibre est en dépouille, du diamètre de 2 à 3 lignes ; ils sont surmontés d'un robinet servant à intercepter l'air. Lorsque le *phosphore* est aspiré on peut mouler plusieurs livres dans une heure, et ce *phosphore* est blanc, transparent et souple. (*Note des Traducteurs.*)

phoré. La pesanteur spécifique de ce gaz diffère à peine de celle de l'air atmosphérique; son odeur est désagréable, analogue à celle des poissons pourris; il est insoluble dans l'eau, et ne rougit pas la teinture de tournesol. Des corps enflammés s'y éteignent; au contact de l'air, il brûle avec une flamme blanche: il se forme par la combustion, de l'eau, de l'acide carbonique et de l'acide phosphorique. Lorsque l'on fait passer ce gaz dans une dissolution d'or et d'argent, les métaux se précipitent en état métallique. Les acides sulfurique et nitrique séparent de ce gaz le *phosphore* et le carbone, et le convertissent en gaz hydrogène. Voyez *Trommsdorff*, Journal de Pharm., t. 1, p. 30.

Le *phosphore* pur, n'importe par quel procédé il soit obtenu, a toujours les mêmes propriétés. Il est jaunâtre, demi-transparent, et d'une consistance de cire. On peut le couper avec le couteau et le casser avec les doigts. Sa pesanteur spécifique est de 1,770.

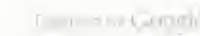
Le *phosphore* est insoluble dans l'eau; lorsqu'il a séjourné pendant quelque temps dans ce liquide, il se couvre d'une croûte blanche, et devient opaque.

Dans cette circonstance, l'eau se décompose. Le *phosphore* se combine avec l'oxigène de l'eau, et se couvre d'un oxide blanc; l'hydrogène phosphoré qui se forme reste en dissolution dans l'eau. Lorsque l'eau est saturée jusqu'à un certain point de gaz hydrogène phosphoré, la décomposition cesse; cependant, par l'action de la lumière, l'oxidation du *phosphore* peut faire encore des progrès (1).

Le *phosphore* se fond à une température de 37° centig. C'est pour cela qu'on le voit fondre dans l'eau avant qu'elle n'acquière le degré de l'ébullition. Lorsqu'on fait passer dans le *phosphore* fondu dans l'eau du gaz oxigène, il brûle sous l'eau.

---

(1) L'un de nous a fait une série d'expériences comparatives sur l'action de la lumière et du calorique sur le *phosphore*; la couleur rouge que le *phosphore* acquiert sur-le-champ, par des rayons lumineux qui frappent directement la surface du *phosphore*, ne paroît pas provenir de l'absorption de l'oxigène, car les expériences ont été faites dans le vide de Boyle, dans le vide de Torricelli et même dans des gaz bien desséchés qui ne contenoient pas d'oxigène; néanmoins le *phosphore* est devenu rouge très-promptement. Nous sommes portés à croire que la lumière contracte ici une véritable combinaison avec le *phosphore*. (*Note des Traducteurs.*)



Le *phosphore* fondu ne peut pas supporter le contact de l'air sans s'enflammer.

Pour purifier le *phosphore*, on le fait fondre dans l'eau tiède, et on le fait passer sous l'eau à travers une peau de chamois. On le moule ensuite dans des tubes de verre. Après le refroidissement, on peut enlever le cylindre du *phosphore*, en le faisant sortir avec un morceau de bois.

Lorsque l'on évite le contact de l'air, le *phosphore* peut se distiller. Il s'évapore à 100 degrés centig., et bout à 554 degrés Fahr.

Le *phosphore* exposé à l'air exhale, à une température de 7 degrés centig., une vapeur blanche d'une odeur alliacée, et luit dans l'obscurité. Cette vapeur augmente par une élévation de température; elle est le résultat d'une combustion lente du *phosphore*. Le *phosphore* se consume petit à petit, et se convertit en acide phosphoreux.

Lorsqu'on renferme un morceau de *phosphore* dans un flacon rempli de gaz oxigène, le *phosphore* se dissout dans le gaz à une température de 15 degrés centig.; mais le *phosphore* ne devient pas luisant avant que le gaz n'ait acquis une température de 26 degrés centig. Il résulte delà que le *phosphore* luit dans l'air atmosphérique à une température plus inférieure que dans le gaz oxigène. Cette combustion lente du *phosphore* dans l'air exige qu'on le conserve dans l'eau froide. Il faut employer de l'eau que l'on a fait bouillir auparavant pour lui enlever l'air qu'elle peut contenir. Il faut de plus conserver le flacon dans un endroit obscur : sans cela il devient brunâtre.

Dans cet état altéré, les chimistes français considèrent le *phosphore* comme *oxidé*. Le *phosphore* nouvellement préparé contient toujours un peu d'oxide; on peut l'en débarrasser en le faisant fondre dans l'eau tiède. Dans ce cas, l'oxide de *phosphore* vient nager à la surface.

Lorsqu'on chauffe un morceau de *phosphore* dans un tube de verre étroit, il répand des vapeurs de lumière qui se condensent à la partie supérieure du tube en une substance floconneuse, ce que Steinacher appelle de l'*oxide blanc de phosphore*. Cet oxide ne rougit pas la teinture de tournesol; il attire l'humidité de l'air et se convertit promptement en acide phosphoreux.

Le gaz azote a la propriété de dissoudre une petite quantité de *phosphore*. *Voyez* EUDIOMÉTRIE. Le gaz azote phosphoré devient luisant par le contact du gaz oxigène.

En 1794, Gœttling prétendoit que le *phosphore* luisoit dans le gaz azote pur. Mais les expériences de Scherer, Jæger, Hildebrand et Lampadius ont cependant démontré que cette lueur provenoit d'une petite quantité de gaz oxigène, et que le *phosphore* n'étoit pas luisant dans du gaz azote pur.

Le *phosphore* mêlé de résine ou de soufre brûle dans un air raréfié sous le récipient de la machine pneumatique. *Van Marum*, Journal de Physiq. de Greu, t. 3, p. 96.

Lorsque l'on expose le *phosphore* à une température de 64 degrés centig., il brûle avec une flamme vive et forme de l'acide phosphorique.

Sa combustion est bien plus vive dans le gaz oxigène. La lumière qui se dégage dans cette expérience est à peine supportable à l'œil.

Le *phosphore* se combine avec l'hydrogène, et forme du gaz hydrogène. *Voyez* cet article.

Quant à la combinaison du *phosphore* avec le carbone, *voyez* article CHARBON.

Le *phosphore* s'unit aisément, selon Marggraf, au soufre. Les deux substances peuvent se combiner dans des proportions très-variées. Lorsqu'on fait chauffer 72 parties de *phosphore* avec 9 parties de soufre dans 4 onces d'eau tiède, la combinaison a lieu. Le composé est fluide à 25 deg. centig. Au-dessous de cette température, il se solidifie.

Ces deux corps se combinent dans les proportions suivantes :

4 parties de *phosphore*. 1 soufre. . .	se solidifient à	15° centig.
4 *phosphore*. 2 soufre. . .		10° centig.
4 *phosphore*. 4 soufre. . .		5° centig.
4 *phosphore*. 12 soufre. . .		37° centig.

Lorsque le *phosphore* domine dans le composé, on l'appelle *phosphore sulfuré;* si, au contraire, le soufre se trouve en plus grande quantité, on l'appelle *soufre phosphoré*. Voyez *Pelletier*, Journ. de Physiq., t. 35, p. 382.

Van Bemmelen opéra la combinaison de ces deux corps en roulant le *phosphore* dans du soufre pulvérisé, et en projetant le mélange dans de l'eau bouillante.

Le *phosphore* et le soufre se fondent aussi ensemble sans le secours de l'eau; mais cette combinaison est si rapide, que le composé sort souvent hors du vaisseau. Il faut donner une chaleur très-médiocre. L'union du *phosphore* et du soufre est plus combustible que n'est chacun des corps en particulier.

Le *phosphore* se combine avec les métaux et forme des *phosphures* qui ont été traités à chaque métal en particulier.

Le *phosphore* se dissout dans toutes les huiles grasses, et volatiles, et lui communique la propriété de luire dans l'obscurité. Pour dissoudre le *phosphore* dans l'huile grasse, il faut chauffer le mélange pendant quelque temps. La dissolution du *phosphore* dans l'huile de girofle, est très-luisante.

Si l'on expose pendant quelque temps à l'air de l'huile phosphorée, le *phosphore* attire l'oxigène de l'air et passe à l'état d'acide.

Les éthers et l'alcool dissolvent aussi le *phosphore* en petite quantité.

Lorsqu'on fait digérer le *phosphore* dans l'alcool ordinaire, il se convertit en une espèce d'huile fluide transparente qui ne se fige qu'à une très-basse température. Par un long lavage à l'eau, ce *phosphore* acquiert sa solidité première, n'est plus si inflammable et ne luit plus dans l'obscurité. L'alcool, chargé de *phosphore*, possède une odeur de *phosphore* et ne luit que foiblement dans l'obscurité. La lumière est plus visible quand on y verse de l'eau. (*Voyez* Guyton, Élém. de Chimie, t. 3.)

Van Bemmelen a combiné le *phosphore* avec les résines de la même manière qu'avec le soufre.

Les alcalis fixes dissolvent le *phosphore* par la voie humide, il se dégage du gaz hydrogène phosphoré. Le *phos-*

phore se combine avec l'ammoniaque caustique, et il se forme également du gaz hydrogène phosphoré.

Les acides minéraux agissent sur le *phosphore* avec plus ou moins d'énergie, selon leur affinité pour l'oxigène.

Maggraf distilla 1 ½ once d'acide sulfurique concentré, avec 1 gros de *phosphore*. Il resta quelques grains de *phosphore* mêlé à une masse blanche spongieuse qui étoit déliquescente à l'air. Le produit distillé avoit une sorte de consistance, il étoit blanc et trouble. Dans cette expérience, une partie d'acide sulfurique se décompose, il se dégage du gaz acide sulfureux et il se forme de l'acide phosphorique.

L'action de l'acide nitrique sur le *phosphore* est bien plus vive. L'acide concentré l'enflamme; le résidu est de l'acide phosphorique. Par l'acide nitrique étendu d'eau, on peut convertir le *phosphore* en acide phosphorique, sans l'enflammer.

L'acide muriatique n'a aucune action sur le *phosphore*. L'acide muriatique oxigéné le convertit en acide phosphorique. Le *phosphore* que l'on plonge dans un flacon rempli de gaz muriatique oxigéné, s'y enflamme et brûle avec une flamme blanche; il y a pour résidu de l'acide muriatique simple et de l'acide phosphorique.

Les acides fluorique et boracique n'agissent pas sur le *phosphore*.

Le nitrate de potasse, mêlé avec le *phosphore*, détonne par la chaleur; il reste du phosphate de potasse. Un mélange de nitrate de potasse et de *phosphore* détonne, selon Brugnatelli, sous le marteau. Le *phosphore*, mêlé avec le muriate suroxigéné de potasse, détonne avec vivacité sous le choc du marteau.

Le *phosphore*, d'après nos connoissances actuelles, est considéré comme une substance simple. Son emploi dans l'art de guérir, exige beaucoup de précaution.

Par rapport à sa grande inflammabilité, le *phosphore* sert à faire les cierges de Turin et des briquets.

On prépare les cierges de Turin, en faisant introduire un petit morceau de *phosphore* dans un tube de verre de 3 pouces de long et d'une ligne de diamètre; on presse le *phosphore* vers l'une des extrémités qui est fermée à la lampe. On met dans le tube une mèche couverte d'un peu

de cire. On ferme alors la partie supérieure en plongeant l'autre extrémité dans l'eau bouillante. Le *phosphore* se fond et s'attache à la mèche. A 1 pouce de l'extrémité supérieure, on fait un trait avec une pierre à fusil, pour que l'on puisse casser le tube à cet endroit, quand on veut en faire usage. Après avoir cassé le tube, on frotte la mèche sur le *phosphore* et on la retire promptement; elle s'enflamme alors au contact de l'air.

Peyla recommande de prendre des tubes de verre de 5 pouces de largeur et de 2 lignes de diamètre. Il introduit un morceau de *phosphore* saupoudré avec la moitié de son poids de soufre, et il ajoute ensuite la mèche cirée.

On prépare les briquets en chauffant un petit flacon dans un bain de sable; on introduit un morceau de *phosphore* qui s'enflamme et se convertit en oxide. Aussitôt que la combustion cesse, on y introduit un autre morceau; ou bien on fait fondre le *phosphore* à l'aide d'un fil de fer rouge, et on tapisse les parois intérieures du flacon par la masse rouge fondue. Au bout d'un quart d'heure, on bouche le flacon. Pour avoir du feu, on frotte avec une alumette que l'on retire ensuite.

Voyez *Leibnitii, Hist. inventionis Phosphori*, dans les Miscelles de Berlin, t. 1, p. 91; *Kunkelii, Laboratiorum Chimicum*, Hambourg, 1716, p. 660; *Boyle, the œrial notiluca, London*, 1680, *Philosoph. Trans.*, n° 131; *Homberg*, Manière de faire le *Phosphore* brûlant de Kunkel, Mém. de l'Acad., 1692, p. 101; *Stalii Experim.* CCC, p. 393; *Elsholz de Phosphoris*, Berl., 1681; *Klettwich de Phosphoro liquido et solido*, Francof., 1688; *Cohausen novum Lumen phosphori accensum*, Amsterd., 1616; *Fred Hoffmanni Experim. circa Phosphorum anglicum*, dans ses Observat. physiq., t. 3, p. 304; *Sachs de Phosphoro solido anglicano*, Argentor., 1721; *Marggraff* dans les Miscelles de Berlin, et *Klaproth* dans les *neuesten Mannigfaltigkeiten*, t. 1, p. 533.

PHOSPHURE. On appelle *phosphure*, la combinaison du phosphore avec les bases salifiables ou avec les métaux. *Voyez* chaque article en particulier.

PHYSIQUE ET NATURE (1).

PICROMEL (2).

PIERRES. Lapides. *Steine.*

On applique le nom de *pierres* aux minéraux résultant de la combinaison des terres entre elles ou avec les alcalis, et renfermant quelquefois comme principes accessoires, des acides, des combustibles ou des métaux.

PIERRE DE CORNE. Silex corneus Wern. *Hornstein.*

La couleur de ce fossile est d'un blanc grisâtre, quelquefois rouge, vert ou brun. A Altoi, on le trouve d'un blanc laiteux avec des dessins dentritiques.

Il est compacte ou en morceaux à angles obtus, quelquefois en pseudo-cristaux, dont le spath calcaire paroît avoir donné la forme.

La surface est rude, l'intérieur est mat et quelquefois trembloyant.

La cassure est esquilleuse et conchoïde. Il est trans-

---

(1) Les auteurs traitent, dans cet article, de la métaphysique de Kant. Ils terminent par faire voir l'absurdité de la soi-disant philosophie naturelle (Natur-Philosophie), qui a été enseignée par quelques savants d'Allemagne. Cet article contient différentes expressions qu'on ne peut rendre intelligibles. Le langage de la philosophie de Kant n'est pas goûté, il n'est même pas très-connu en France.

Nous avons consulté plusieurs savants distingués de Paris, sur cet objet, qui possédent bien les deux langues, et, d'aprés leur avis, nous nous sommes décidés à supprimer l'article et à renvoyer les lecteurs à l'original, t. 3, p. 668.

(2) M. Thenard soupçonnant dans la bile une matière particulière, a employé le moyen suivant pour l'isoler : il versa dans la bile de l'acétate de plomb avec excés d'oxide ; après avoir rassemblé sur un filtre le précipité blanc jaunâtre qui se forme et qui est composé de résine et d'oxide métallique, il fait passer dans la liqueur décantée de l'hydrogéne sulfuré pour enlever l'excès de plomb qu'elle contient. Alors, après avoir séparé le sulfure de plomb, il évapore le liquide, et obtient une masse gluante légèrement colorée, un peu sucrée, âcre et très-amére, indécomposable par les acides et par presque tous les sels métalliques. Cette substance est susceptible de dissoudre beaucoup de matière résineuse, et de se comporter alors comme la bile même.

Cette matière, appelée par M. Thenard *picromel*, à cause de sa saveur, peut dissoudre un tiers de son poids de résine. (*Notes des Traducteurs.*)

lucide vers les bords, moins dur que le quartz. Sa pesanteur spécifique est de 2,391 à 2,708.

Le hornstein est fusible immédiatement avec le borax et le phosphate de soude, il fond en un globule.

Il est composé, selon Kirwan, de

Silice.	72
Alumine.	22
Chaux	6
	100

Le *cinopel* qui fait une gangue principale près de Schemnitz, est un hornstein rougeâtre, ferrifère.

Pierre a cautère. Lapis causticus. *Aetzstein.*

On verse sur une livre de sel de tartre ou de potasse purifiée, 10 livres d'eau dans une chaudière de fer; on y ajoute peu à peu une livre et demie de chaux pure calcinée; on fait subir au mélange quelque bouillon, et l'on passe à travers une toile. On conserve la lessive refroidie dans des flacons bouchés, jusqu'à ce qu'elle soit parfaitement éclaircie. Alors on la fait évaporer dans une chaudière de fer, jusqu'à ce qu'elle ait acquis une pesanteur spécifique de 1,333; on fait évaporer une quantité quelconque de cette lessive, dans une bassine de fer ou d'argent, jusqu'à ce que, coulée sur une pierre, elle se fige sur-le-champ. On la coule alors sur une plaque de marbre chauffée; aussitôt que la masse est durcie, on la casse le plus rapidement possible en morceaux que l'on conserve dans des flacons bien bouchés; c'est la potasse caustique sèche.

Pour lui donner la forme de petits bâtons, on la fait fondre dans un creuset de fer couvert qu'on tient rouge sur des charbons ardents, jusqu'à ce que la masse soit liquide. On la coule alors dans une lingotière enduite d'huile d'amandes, composée de deux plaques de laiton, dans laquelle sont des rénures, de manière que, appliquées l'une contre l'autre, il en résulte des formes cylindriques. On enlève la *pierre à cautère* après refroidissement, et on

la conserve dans des vaisseaux bien fermés, afin qu'elle n'attire pas l'humidité de l'air.

PIERRE A FUSIL. *Voyez* SILEX.

PIERRE DE LABRADOR. Argilla feldspathum labradoriense Wern. *Labradorstein.*

Ce fossile est connu depuis 30 ans environ; il a été trouvé le premier par Wolfes, en Amérique septentrionale; on l'a rencontré depuis en plusieurs endroits en Europe. Il est en galets ronds, l'intérieur est plus ou moins éclatant, il est ordinairement demi-transparent. Sa pesanteur spécifique est de 2,607 à 2,777. Sa couleur est noirâtre ou d'un gris foncé. Dans certaines directions, il réfléchit une lumière bleue, pourpre ou verte. Les autres caractères sont ceux du feldspath.

PIERRE INFERNALE. *Voyez* NITRATE D'ARGENT.

PIERRE PERLÉE, OBSIDIENNE PERLÉE. *Perlstein.*

Ce fossile est ordinairement d'un gris cendré, et quelquefois d'un rouge de brique. L'extérieur est mat, et l'intérieur un peu éclatant, d'un éclat gras, approchant du nacre de perle. La cassure est schisteuse.

Les fragments sont en gros grains à angles et bords aigus. Il est translucide vers les bords. Il est demi-dur, facile à casser.

Au chalumeau, il fond avec une phosphorescence blanche en un verre opaque rempli de bulles. Sa pesanteur spécifique est, selon Klaproth, de 2,340.

On le trouve dans la haute Hongrie, dans la montagne de Telkebang ou Kerestur et Tokay.

L'obsidienne perlée de Hongrie est composée, d'après Klaproth, de

Silice	75,05
Alumine	12,00
Oxide de fer	1,60
Chaux	0,50
Potasse	4,50
Eau	45,50
	98,35

L'obsidienne perlée que Humboldt a rapportée de Cinepecuan dans la Nouvelle-Espagne, contient, d'après Vauquelin :

Silice	77,0
Alumine	13,0
Fer et un peu de manganèse.	2,0
Potasse.	2,0
Soude	0,7
Eau	4,0
	98,7

PIERRES PRÉCIEUSES ARTIFICIELLES. Amausa. *Glasfluesse.*

Ce sont des verres colorés par des oxides métalliques. Le verre qui fait la base de ces substances, doit être préparé avec des matières très-pures. On obtient ce verre en faisant fondre dans un creuset neuf une fritte de 2 parties de silice lavée, et une partie de potasse purifiée avec $\frac{1}{2}$ partie de borax calciné, et $\frac{1}{6}$ de litharge.

Fontanieu s'est particulièrement occupé de cet objet. *Voyez* l'Art de faire des cristaux colorés, imitant les *pierres précieuses*, Journal de Physique, t. 28, p. 284. Il recommande de ne pas mettre trop de litharge à cause de sa fusibilité; il conseille de plus de faire bouillir 4 à 5 fois, et de laver le sable fin pulvérisé, ou les autres espèces de silex. Pour le verre de cristal qui sert de base à ses *pierres précieuses*, Fontanieu donne plusieurs procédés.

Le premier flux consiste en 2 $\frac{1}{2}$ parties de plomb carbonaté, de 1 $\frac{1}{2}$ de silex en poudre, $\frac{1}{2}$ de nitre, $\frac{1}{2}$ de borax, $\frac{1}{4}$ d'oxide d'arsenic.

On fait fondre chaque fois dans un creuset neuf que l'on projette ensuite dans l'eau, pour séparer le plomb fondu.

Le deuxième flux se prépare de 2 $\frac{1}{2}$ de plomb carbonaté, de 1 de pierre à fusil en poudre, de $\frac{1}{2}$ de sel de tartre, et de $\frac{1}{4}$ de borax calciné.

Le troisième flux consiste en 2 parties de *minium*, 1 de

cristal de montagne pulvérisé, $\frac{1}{3}$ de nitre, et $\frac{1}{3}$ de sel de tartre.

Le quatrième flux est composé de 3 parties de borax calciné, 1 de cristal de montagne, et 1 de sel de tartre. On fait fondre ces substances ensemble, on projette dans l'eau; on pulvérise la masse, et on la fait fondre avec autant de *minium*.

Klaproth trouva avantageux le flux suivant : silice 9 gros, carbonate de potasse et borax calciné, de chaque 3 gros; carbonate de plomb 2 gros, nitre 30 grains.

Le soi-disant flux de Mayence (*pierre* de stras) se prépare en faisant fondre ensemble 3 parties d'alcali du tartre, et 1 partie de cristal de montagne.

On dissout la masse refroidie dans l'eau chaude, et on verse dans la liqueur de l'acide nitrique, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus d'effervescence. Le précipité bien lavé et desséché, on le fait fondre avec 1 $\frac{1}{2}$ partie de plomb carbonaté; ou porphyrise le produit de la fusion avec de l'eau distillée. Sur 2 $\frac{1}{2}$ parties de la masse pulvérisée, on prend $\frac{1}{8}$ de borax calciné; on fait fondre et on coule dans l'eau froide.

Enfin, après beaucoup de lavage, on fait fondre le flux avec $\frac{1}{12}$ de nitre; on obtient une belle substance qui ressemble beaucoup au diamant blanc.

Pour la couleur rouge dans les *pierres précieuses*, on emploie le pourpre de Cassius. L'oxidule de cuivre donne aussi une couleur rouge au verre, mais elle n'est pas très-belle.

Le rouge de sang s'obtient en fondant ensemble 6 parties de litharge, verre de cristal 10 parties, battitures de cuivre 8 à 12 parties, et du tartre rouge une quantité suffisante.

Pour le rubis artificiel, on prend flux de Mayence ou *pierre* de stras 128 parties, pourpre de Cassius 2 $\frac{2}{3}$; autant de fer oxidé par l'acide nitrique, du sulfure d'antimoine, du manganèse, et 8 parties de cristal de montagne; ou bien 160 parties du deuxième flux, avec 4 parties de manganèse et 9 parties de cristal de montagne.

Pour le rubis-balais, on prend 128 parties de flux de Mayence, avec le quart des parties additionnées ci-dessus; ou bien 160 parties du deuxième flux, avec le quart



de la quantité ci-dessus d'or d'oxide de fer et de sulfure d'antimoiue fondu avec 3 parties d'oxide de manganèse et 16 parties de cristal de montagne.

On obtient le grenat en faisant fondre 256 parties de flux de Mayeuce, 128 de verre d'antimoine, 1 partie de pourpre de Cassius, et 1 partie de manganèse.

Kunkel réussissoit à merveille à faire des verres rouges à l'aide du pourpre d'or. Il fit un gobelet de verre rouge pour l'électeur Frédéric-Guillaume, qui lui donna une récompense de 100 ducats.

Dans la fabrication du rubis, la réussite dépend de la manipulation et de quelques circonstances. Souvent le verre n'a aucune couleur, mais lorsque l'on approche un morceau de la flamme fumante du bois, il devient pourpre sur-le-champ. Cette couleur n'existe cependant qu'à la surface, car si l'on veut donner au verre une autre forme, le pourpre disparoît et le verre exige une flamme huileuse pour que la couleur revienne. On appelle ce cristal *verre de juif* (judenglas).

Selon Richter, l'or se trouve dans des cristaux pourpres en état métallique, parce que l'or en poudre que l'on ajoute à la masse fondante, lui communique les différentes nuances de couleur.

Pour les verres jaunes on prend ordinairement les oxides d'antimoine et surtout le verre d'antimoine. L'oxide de plomb donne un jaune plus pâle. L'oxide de fer qui reste après la calcination du sulfate, sert à tirer le jaune sur le rouge.

Pour l'hyacinthe artificielle, on prend 1 partie de verre d'antimoine avec 96 parties de flux de Mayence ou stras; ou bien 1 once de cristal de verre avec 24 grains de colcothar bien lavé.

Pour la topaze de Saxe, verre d'antimoine 3 parties, stras 96 parties.

Pour la topaze orientale, verre d'antimoine 5 parties, stras aréuifère 192.

Pour la topaze de Brésil, verre d'antimoine 504 grains, pourpre de Cassius 8 grains, stras 24 onces.

On peut obtenir aussi un flux semblable à la topaze en

faisant fondre 7 de *minium* avec 2 parties de cristal de montagne.

Pour la topaze enfumée, stras et cristal de montagne 2 gros de chaque, oxide jaune d'urane 20 grains.

Pour la cornaline, verre d'antimoine 1 livre, manganèse 1 once, stras 2 livres.

Il faut porphyriser le verre obtenu et le faire fondre une seconde fois avec 2 onces de sulfate de fer calciné au rouge.

Quant aux flux verts, on emploie ordinairement de l'oxide de cuivre.

L'oxide de fer donne une couleur verte inférieure. Pour l'union des deux oxides on peut varier beaucoup les nuances. Les oxides de nickel et de chrôme peuvent être employés avec avantage pour les cristaux verts.

Pour l'émeraude, verre d'antimoine 20 grains, oxide de cobalt 391 grains, stras 24 onces; ou bien on prend stras $\frac{1}{2}$ once, oxide vert de cuivre provenant du muriate par l'ammoniaque 2 grains.

Pour la chrysolithe, *minium* 8 onces, fer oxidé par le vinaigre 20 grains, cristal de montagne 2 onces.

Le cristal de vert de mer se compose d'oxide de cuivre 12 onces, safre $\frac{1}{2}$ once, et verre de cristal sans manganèse 20 livres.

Pour la couleur bleue des verres, on emploie l'oxide de cobalt. Les anciens se servoient cependant avec avantage des oxides de fer pour la couleur bleue. *Voyez* Gmelin, Journ. de Crell, t. 5, et Klaproth, Mém. de l'Acad. de Berlin, 1798, p. 3.

Pour le bleu verdâtre, on emploie le laiton en feuilles minces que l'on fait oxider par la chaleur.

Pour le saphir, oxide de cobalt 1 grain, verre de cristal $\frac{1}{2}$ once; ou bien oxide de cobalt 1 gros, stras $4\frac{1}{2}$ onces.

Pour le béril (aigue-marin), oxide de laiton 12 parties, safre 3 parties, stras 20. La couleur est plus belle lorsque l'on emploie le sulfate de cuivre calciné.

Pour la couleur violette on se sert ordinairement de l'oxide de manganèse, ou d'un mélange de pourpre et d'oxide de cobalt.

Pour l'améthyste, oxide de manganèse ½ once, pourpre 4 grains, stras 24 onces.

On rend le cristal noir par un grand excès d'oxide de fer, de cobalt ou de manganèse. Le premier donne un vert foncé, le second un bleu foncé et le troisième un violet foncé. En général la nuance dépend de la quantité de l'oxide employé.

Pour l'opale on prend : cristal de montagne 1 once, *minium* 2 onces, sel de tartre ½ once, nitre ½ once. Le verre obtenu de cette fusion doit être pulvérisé et fondu de nouveau avec 10 grains d'argent corné, et 26 grains d'os calcinés.

Voyez, sur les *pierres précieuses*, l'Encyclopédie de Hildebrandt, cahier 12, p. 835.

Pierre de poix. *Voyez* Pechstein.

Pierre de riz. *Reisstein.*

On a donné ce nom à une substance dont on a fait, en Chine, des gobelets, des soucoupes et d'autres vases que l'on transporte de temps en temps en Europe. Le nom lui a été donné par Bruckmann, parce que la masse ressemble au riz dans son aspect.

Klaproth a fait voir, par une analyse de cette substance, que c'est un produit de l'art. Le morceau détaché d'un vase avoit les caractères extérieurs de la calcédoine ; mais il étoit très-sonore et d'une pesanteur spécifique de 5,3936, qui est double de celle de la calcédoine.

La masse est facile à attaquer par la lime, fragile, d'une cassure conchoïde, d'un éclat vitreux. On peut la réduire au chalumeau en une perle arrondie. Chauffée avec du carbonate de soude, dans une cuiller de platine, il se forme des globules métalliques de plomb. Les acides n'ont pas d'action sur elle.

Ses parties constituantes sont:

Oxide de plomb	41
Silice	39
Alumine	7
	87

Les 13 parties qui manquent étoient probablement une substance pour favoriser la fusion, peut-être du borax ou un alcali. La petite quantité que l'on avoit n'a pas permis de répéter l'analyse.

Les Chinois n'emploient probablement pas de l'alumine pure à la confection de cette masse, mais plutôt du *feldspath* ou du *petuntzé*, qui font la partie principale de leur porcelaine.

On a opéré la synthèse en faisant fondre ensemble oxide de plomb 8 parties, feldspath 7, verre blanc commun 4, et borax 1; ou bien, oxide de plomb 8, feldspath 6, silice 3, borax 3, ou, en place de borax, la potasse ou la soude.

Il paroît qu'on ne s'attache pas à une quantité déterminée d'oxide de plomb pour la masse, car les vases diffèrent beaucoup dans leur pesanteur spécifique.

PIMELITE. Pimelithes. *Pimelit, Chrysopraserde.*

On a donné ce nom à une terre grasse micacée qui accompagne ordinairement la chrysoprase de Kosemuetz. Karsten lui a assigné un rang particulier dans le système de minéralogie.

La couleur de ce fossile est entre le vert de pomme et le vert de serin.

On le trouve compacte et veineux (dans la serpentine); l'intérieur est un peu brillant, d'un éclat de verre. La cassure est terreuse; il est opaque, très-mou, happe un peu à langue, gras au toucher.

Il est composé, d'après Klaproth, de

Silice	35,00
Alumine	5,00
Magnésie	1,25
Chaux	0,40
Oxide de nickel	15,62
Oxide de fer	4,58
Eau et parties volatiles	37,76
	98,76

En raison de son onctuosité, Karsten lui donna le nom

de *pimelite*, du grec *pimeles*, gras. *Voyez* ses Tables minéralogiques, et les Mémoires de Chimie de Klaproth.

PINITE, MICARELLE Kirwan. *Pinit.*

Ce fossile a reçu son nom de Pini Stollen en Saxe, endroit où l'on en avoit trouvé seulement dans le granit. Sa couleur est d'un brun rougeâtre ou noire. Il est toujours en rhomboïdes ou en prismes hexaèdres réguliers dont les bords latéraux sont quelquefois tronqués. La surface est lisse, quelquefois éclatante : l'intérieur est mat; la cassure est raboteuse. Il est dur et difficile à attaquer par le couteau. Sa pesanteur spécifique est de 2,980. A une température de 153° du pyromètre de Wedgwood, il fond en un verre noir transparent dont la surface est rougeâtre.

La *pinite* est composée, d'après Klaproth, de

Alumine	63,00
Silice	29,50
Fer.	6,75
	99,25

Cocq a trouvé la *pinite* dans un porphyre feldspathique qui fait partie de la chaîne des montagnes primitives situées au-dessous des volcans du département du Puy-de-Dôme. Ce fossile a été trouvé à 12 lieues au nord de Clermont.

La *pinite* de France est composée, selon Drappier, de

Silice	46,00
Alumine	42,00
Oxide de fer	2,50
Perte par la calcination. . .	7,00
Perte	2,50
	100

Voyez Journal des Mines, t. 17, p. 307.

PLATINE (Mines de). On trouve le *platine* en petites écailles ou en grains depuis la grosseur d'une lentille jusqu'à celle d'un grain de sable, au bord du fleuve Pinto, près Choco, Popayen, à Quito au Pérou, et à Carthagène

dans l'Amérique méridionale. Par le lavage du sable, on le recueille en même temps que l'or. On sépare les grains d'or les plus considérables, et on sépare les autres du *platine* par l'amalgamation. La couleur de ces grains est ordinairement d'un gris d'acier, et leur surface est lisse et brillante. Le soi-disant *platine noir* en est une variété qui tache les doigts. On ne sait pas encore d'où il vient.

Les grains de *platine* sont ordinairement petits ; ceux d'une grosseur un peu considérable appartiennent aux raretés de la minéralogie. Le morceau le plus considérable dans la collection de Klaproth, pèse 11 grains. Quant aux autres, il en faut à peu près 20 pour faire 1 gr. Gillet Laumont possède 1 morceau de *platine* de 5 lignes de long et de 3 lignes de large ; il pèse 40 grains. Le galet de *platine* dans le cabinet royal de minéralogie, donné par Humboldt, est plus gros qu'un œuf de pigeon : il pèse 1088,6 grains. Karsten a trouvé sa pesanteur spécifique de 16,037. Selon Brisson, le sable de *platine* est de 15,601.

Ce galet a été trouvé en 1800 dans les mines de Taddo, entre le porphyre schisteux et le grunstein (au Rio de la Platina, petite rivière qui tombe dans le Rio San-Juan), à l'ouest de Quebrada de Raspadora, dans la province du Choco.

Vauquelin a découvert le *platine* tout récemment dans les mines d'argent de Guadalcanal en Estremadure. Le *platine* argentifère est gris, et ressemble beaucoup au fahlerz. Il contient du cuivre, du plomb, de l'antimoine, du fer, du soufre, de l'argent, et quelquefois de l'arsenic. Sa gangue est ordinairement composée de calcaire, de sulfate de barite, et de quartz.

Le *platine* paroît y être contenu dans des proportions très-variées. Quelques échantillons lui donnent 0,10, et d'autres à peine une trace.

Pour en séparer le *platine*, Vauquelin se servit du procédé suivant : il fit griller la mine réduite en poudre à une douce chaleur ; il la fit fondre ensuite avec son poids de potasse. Il se forma un bouton qui étoit composé de *platine*, d'argent, de plomb, de cuivre, et quelquefois d'un peu d'antimoine. Le fer avec une partie de plomb restèrent dans la scorie. Par la coupellation on sépare le cuivre, le

plomb et l'antimoine ; on a pour résidu le *platine* avec l'argent, que l'on traite par l'acide nitrique pour dissoudre l'argent ; le *platine* reste.

Si dans le premier bouton le plomb ne se trouve pas en quantité suffisante pour enlever tout le cuivre par la coupellation, on recommence l'expérience avec une nouvelle portion de plomb. Si, au contraire, l'argent s'y trouve en trop petite quantité pour qu'il puisse être attaqué par l'acide nitrique, on y ajoute davantage, comme dans l'inquartation de l'or. Lorsque l'on emploie un acide nitrique trop concentré, il se trouve dans la dissolution, outre l'argent, une quantité de *platine*, ce que l'on peut reconnoître facilement à la couleur brune du liquide. *Voyez* Annales de Chimie, t. 60, p. 317.

Comme ce minérai de *platine* n'est connu que depuis peu de temps, on ne sait pas encore s'il est propre à être exploité ; il faut donc avoir recours à la mine d'Amérique.

La séparation du *platine* de la mine d'Amérique présente bien plus de difficulté, parce que c'est un alliage et en partie un mélange de 12 métaux différents, savoir, le *platine*, l'or, l'argent, le mercure, le fer, le cuivre, le chrôme, le titane, l'iridium, l'osmium, le rhodium et le palladium.

La mine brute contient en outre, selon Wollaston, de petits grains qui avoient tous les caractères physiques de l'hyacinthe ; on les enlève, ainsi que le sable qui s'y trouve mêlé, par le moyen du soufflet. Le sable qui est mêlé avec le *platine* brut contient, selon Fourcroy et Vauquelin, du titane et du chrôme. *Voyez* Annales du Muséum, t. 3, p. 149.

On trouve encore dans le *platine* brut des grains qui restent après le traitement avec l'acide nitro-muriatique. Wollaston s'en est procuré une partie par la séparation mécanique. Leur pesanteur spécifique est de 19,5, tandis que celle du *platine* brut n'est que de 17,7. Essayés à la lime, on les trouve plus durs que les grains de *platine*. Ils ne sont pas ductiles sous le marteau, et leur cassure paroît être lamelleuse, d'un éclat particulier. Cette cassure lamelleuse donne quelquefois un caractère extérieur propre à les distinguer des grains de *platine*. D'après l'analyse

de Wollaston, ils sont composés d'iridium et d'osmium sans une trace de *platine*.

Quant au mercure dans le *platine* brut, Proust soupçonne qu'il n'y est qu'accidentellement, et qu'il reste après l'amalgamation que l'on a employée pour retirer l'or. On peut le séparer en faisant rougir le *platine* brut dans un vaisseau de fer. Les parties d'or qui avoient pris une couleur blanche par le mercure paroissent avec leur couleur jaune après la calcination. Proust a séparé du *platine* brut jusqu'à 0,10 d'or. Les feuilles d'or avoient une couleur verte et coloroient le borax en vert au chalumeau. Wollaston et autres chimistes n'ont pas trouvé des traces sensibles d'or dans le *platine* brut.

La mine de *platine* qui a une couleur noire ne contient pas d'or.

Le *platine* brut chauffé au chalumeau exhale une odeur de soufre; il s'élève, à une température au-dessus de celle nécessaire pour volatiliser le mercure, une vapeur blanche qui ne blanchit pas l'or. Lorsque l'on projette le *platine* encore chaud dans un vase d'argent, il noircit le vase. L'eau de barite forme un précipité abondant dans la dissolution de *platine* brut. Parties égales de *platine* brut et de muriate de mercure chauffés ensemble, ont sublimé une couche mince de cinabre. Il résulte de ces faits que le soufre existe dans le *platine* brut combiné avec le *platine* ou bien avec une autre substance.

Proust a trouvé aussi du phosphore dans le *platine* brut.

Pour séparer le *platine* de son minérai, on procède comme il suit :

Après avoir enlevé par des moyens mécaniques toutes les impuretés, on le fait rougir pour volatiliser le mercure; on fait dissoudre ensuite l'or et quelques autres substances attachées à la surface du *platine*, par l'acide nitro-muriatique foible.

Le *platine* ainsi traité, on le fait bouillir avec l'acide nitro-muriatique. Selon Proust, il est avantageux de mêler 1 partie d'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,314 avec 3 parties d'acide muriatique de 1,114. On obtient un acide de la même énergie en faisant dissoudre 7

onces de muriate de soude dans 1 livre d'acide nitrique de 1,314. Cinq livres du premier mélange furent suffisantes pour dissoudre 1 livre de *platine* noir et un peu moins de *platine* blanc. De la dissolution du muriate de soude dans l'acide nitrique, il fallut encore moins pour dissondre une quantité semblable de *platine*. Il est avantageux d'employer les dissolvants étendus d'eau, pour que l'action ne soit pas trop vive. Après avoir décanté le liquide, il y a un résidu insoluble qui consiste en $\frac{1}{27}$ d'une poudre noire. On fait évaporer la liqueur pour en volatiliser l'excès d'acide, et il y reste une dissolution de muriate d'ammoniaque qui précipite un sel triple, le muriate de *platine* ammoniacal.

Dans le liquide décanté du précipité, on plonge des lames de fer pour précipiter le reste de *platine*, de rhodium, de palladium, de cuivre et de plomb. En faisant digérer le précipité bien lavé avec de l'acide nitrique étendu, on parvient à dissoudre le cuivre, le plomb et le fer.

On fait dissoudre ce qui reste après l'acide nitrique par l'acide nitro-muriatique, et dans la liqueur un peu rapprochée, on verse du muriate d'ammoniaque pour enlever le reste du *platine*. On décante la liqueur surnageante, on ajoute du muriate de soude; on fait évaporer à siccité, et on traite le résidu par l'alcool. Le sel triple, le muriate de palladium et de soude se dissolvent dans l'alcool, tandis que le muriate de rhodium et de soude n'en est pas sensiblement attaqué.

On fait évaporer le palladium jusqu'à siccité; on redissout dans l'eau, et on verse dans la dissolution du prussiate de potasse qui précipite un prussiate de palladium. On fait rougir le précipité, et on traite le résidu par l'acide muriatique pour enlever le fer mêlé avec le palladium.

On dissout dans l'eau le sel triple de rhodium, qui est insoluble dans l'alcool, et l'on précipite par la potasse l'oxide de rhodium, que l'on réduit au feu à l'aide d'un peu d'huile.

On décompose au feu le sel triple de *platine*, et on réduit l'oxide pur de ce métal.

Dans la poudre noire qui, dans le *platine* brut, résiste



à l'action de l'acide nitro-muriatique, existent deux métaux, l'iridium et l'osmium.

Pour séparer ces deux métaux, on fait rougir la poudre noire avec son poids de potasse caustique, ce qui fait passer l'un et l'autre à l'état d'oxide. L'osmium se dissout dans la potasse, et peut être enlevé par cet alcali. L'iridium qui reste après le traitement avec la potasse peut être dissous dans l'acide muriatique. On peut dissoudre entièrement la poudre noire en la traitant alternativement par la potasse et par l'acide muriatique.

La potasse dissout avec l'osmium un peu d'iridium, et l'acide muriatique dissout avec l'iridium un peu d'osmium.

Pour isoler l'osmium, il faut saturer la dissolution et distiller ensuite. A la température de l'eau bouillante, l'oxide d'osmium se volatilise. On peut précipiter l'osmium du produit par une lame de zinc et par un peu d'acide muriatique. Pendant la dissolution de la liqueur alcaline, l'iridium se sépare en lames foncées.

On peut obtenir aussi l'oxide d'osmium en distillant la poudre noire du *platine* brut avec du nitre. Aussitôt que la cornue est rouge, l'oxide d'osmium se sublime sous forme d'un liquide huileux qui, par le refroidissement, se coagule en masse blanche demi-transparente, soluble dans l'eau, et qui lui communique une forte odeur.

Par l'évaporation du muriate d'iridium, on obtient des cristaux octaédriques. Si on les fait rougir, l'iridium reste pur. Voyez *Fourcroy* et *Vauquelin*, Annales du Muséum d'Hist. nat., t. 7, p. 401.

Tronmsdorff remarqua dans sa belle analyse du *platine* brut, que la poudre noire qui reste après le traitement de l'acide muriatique étoit composée, outre l'osmium et l'iridium, d'acide chromique et d'oxide de fer.

Il ne faut pas perdre de vue qu'en précipitant la dissolution de *platine* par le muriate d'ammoniaque, il se précipite toujours un peu d'iridium avec le *platine*.

S'il ne s'agit que de retirer le *platine*, on purifie le sel triple par des dissolutions répétées ; le sel triple d'iridium est plus soluble dans l'eau que n'est le sel triple de *platine*.

Descostils a indiqué un moyen plus simple pour purifier

le *platine*. Il fait fondre 1 partie de *platine* brut avec 4 parties de zinc. On commence par fondre le zinc, et on y projette avec soin le *platine*. On met le couvercle et on fait chauffer fortement. Une partie du zinc se volatilise, ce qui est inévitable, si l'on veut avoir une combinaison homogène.

On pulvérise l'alliage, et on le traite par l'acide sulfurique étendu de 4 parties d'eau. A l'aide de la chaleur, on favorise l'action de l'acide. On décante, et on en ajoute une autre quantité jusqu'à ce que l'action soit nulle. Les premiers liquides rendent facilement du sulfate de zinc. On peut conserver les derniers pour un nouveau traitement.

Si l'acide sulfurique n'agit plus, on peut y ajouter une petite quantité d'acide nitrique. Dans ce cas, il se dissout cependant un peu de *platine* et un peu de palladium, que l'on peut obtenir par le muriate d'ammoniaque et par le sulfate de fer.

S'il ne se dissout plus rien, on décante le liquide et on lave le résidu (1).

Il se dissout aisément dans l'acide nitro-muriatique : il en exige moins que 4 fois son poids.

Descostils trouva avantageux de former l'acide nitro-muriatique de 1 partie d'acide nitrique et de 3 parties d'acide muriatique. Au lieu de mêler les deux acides, il versa l'acide nitrique sur le résidu, en y ajoutant petit à petit autant d'acide muriatique, jusqu'à ce qu'il n'y eût plus d'action.

Lorsque l'acide n'agissoit plus, on versa le liquide dans un cylindre étroit, et on lava la poudre noire à l'aide d'un siphon, et on fit évaporer jusqu'à siccité. On dissout ensuite la matière restante dans une quantité considérable d'eau ; au bout de 24 heures, presque tout l'or contenu dans le *platine* se dépose en état métallique.

Pour séparer du liquide la dernière portion de palladium, on ajoute, selon Wollaston, une petite quantité de prus-

(1) Ce résidu s'enflamme facilement à une douce chaleur. Lorsque l'on emploie une quantité moindre de zinc, le résidu détonne comme la poudre. L'acide muriatique lui enlève cette propriété.

siate de mercure; on filtre, et on y verse du carbonate de soude jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Il sert à produire le sel triple, le muriate de *platine* et de soude, et à précipiter le fer. On laisse déposer l'oxide de fer, et on décante le liquide, qui contient en dissolution le muriate triple de *platine* et de soude; on y ajoute du carbonate de soude jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès. Au bout de quelque temps, l'iridium se sépare à l'air sous forme de dépôt vert. Pour que l'iridium se dépose plus promptement, il faut chauffer la liqueur à 50 ou 60 degr. centig. La dissolution ne doit pas être ni trop concentrée ni contenir un trop grand excès de soude, si l'on veut que l'iridium se précipite complétement.

On ajoute à la liqueur filtrée un excès d'acide muriatique; on précipite par le muriate d'ammoniaque, et on lave le précipité avec une petite quantité d'eau.

Le sel triple ainsi obtenu, quand il est bien pur, a une couleur d'un jaune doré. L'acide nitrique bouillant qui le dissout ne doit pas lui communiquer une nuance plus foncée.

En général, si le précipité obtenu par le muriate d'ammoniaque est très-jaune, on peut compter sur la pureté du *platine*; s'il est un peu rouge, il contiendra une petite quantité d'iridium.

Descostils a remarqué que par la réduction du sel triple dans un creuset, on en perd une quantité qui est entraînée par les vapeurs; il conseille de réduire le sel bien desséché dans une cornue de grès, de faire bouillir la masse par l'acide sulfurique, et de laver ensuite. *Voyez* Mémoires de la Société d'Arcueil, t. 1, p. 370.

La manière de Moussin Puschkin de purifier le *platine* sera décrite à l'article suivant.

Les anciens procédés pour fondre le *platine* et pour en faire des vases, devoient être naturellement très-imparfaits, parce que l'on ne connoissoit pas les parties constituantes du *platine* brut.

Sickingen, Delisle et Bergmann purifièrent le *platine* par l'amalgamation : ils firent dissoudre ensuite dans l'acide nitro-muriatique; ils en précipitèrent le fer par le prussiate de potasse, ajoutèrent ensuite du muriate d'ammoniaque; le précipité étoit ensuite réduit à la forge.

Achard fit fondre le *platine* avec parties égales d'arsenic blanc et de sel de tartre dans un creuset de Hesse bien fermé. L'alliage obtenu étoit cassant; il fondoit à la chaleur rouge et l'arsenic se volatilisoit. On formoit des vases que l'on travailloit ensuite à l'aide du marteau.

Pelletier chercha à purifier le *platine* par le phosphore. Il exposa à la température de l'or en fusion un mélange de 2 parties de *platine*, de 1 de verre phosphorique et de $\frac{1}{8}$ de charbon : il fit fondre ensuite le phosphure de *platine* 4 fois dans la coupelle; le phosphore se sépara, brûla, et scorifia en partie les substances métalliques mêlées au *platine* brut. Lorsqu'on fait détonner le phosphure de *platine* avec le muriate suroxigéné de potasse, il se purifie davantage.

Jeannetty, à Paris, emploie le procédé suivant, qui a pour base la méthode d'Achard.

On mêle ensemble 3 marcs de *platine* brut avec 6 marcs d'arsenic blanc et 2 marcs de potasse purifiée. On porte le tiers de ce mélange dans un creuset de 40 marcs de capacité; on chauffe fortement, et on y ajoute successivement la deuxième et la troisième parties, après avoir remué la masse avec une spatule de *platine*. On entretient un feu violent, et lorsque tout est fondu, on enlève le creuset pour le laisser refroidir. On casse le creuset, et on trouve au fond un culot à qui l'on fait subir une deuxième et une troisième opérations avec les mêmes substances, pour lui enlever tout le fer.

On fait rougir ensuite des creusets plats de 3 $\frac{1}{2}$ pouces de diamètre; on y porte 3 marcs de *platine* ci-dessus mêlé avec son poids d'arsenic et d'un marc de potasse. On fait fondre la masse; après le refroidissement, on trouve un culot qui pèse ordinairement 3 marcs 3 onces.

Selon Jeannetty, la purification du *platine* est d'autant plus facile, que la quantité d'arsenic est grande. Dans cet état, on met le *platine* sous la moufle; du moment où le *platine* commence à donner des vapeurs, on ferme les ouvertures, et on entretient le même degré de chaleur. La réussite dépend de cette dernière condition : un feu trop considérable peut faire manquer l'opération.

On laisse le *platine* dans le fourneau pendant 6 heures.

Lorsque l'on retire les morceaux du fourneau, on les trempe dans de l'huile; on les expose de nouveau à une chaleur capable d'évaporer l'huile pendant 6 heures. Quand on n'aperçoit plus de vapeurs, on augmente le feu autant que possible. L'arsenic se volatilise en état métallique étant réduit par l'huile.

On purifie ensuite les lames de *platine* par l'acide nitro-muriatique, et on enlève l'acide par l'eau distillée bouillante, et l'on en pose plusieurs les unes sur les autres que l'on expose à la chaleur la plus violente, et on les réunit par le choc du marteau. On donne cette première chaleur dans un creuset pour éviter qu'il ne s'introduise pas des corps étrangers dans la masse, qui est encore spongieuse avant d'être battue. On la fait rougir ensuite à un feu nu et à la forge. Voyez *Fourcroy*, Système de Chimie, t. 6, p. 410.

PLATINE. Platinum. *Platin*, *Weisses Gold.*

La couleur du *platine* pur est le blanc d'argent; mais il n'est pas tout à fait aussi éclatant que l'argent. Il n'a ni odeur ni saveur.

Il n'est pas susceptible d'être entamé par le couteau; par rapport à sa dureté, il est placé entre le cuivre et le fer, c'est-à-dire, il est plus dur que le cuivre et moins dur que le fer. De tous les corps de la nature, le *platine* est la substance la plus pesante. Sa pesanteur spécifique est, selon Sickingen, de 21,061; celle du *platine* frappé est, selon Borda, de 20,980. Kirwan, dans sa Minéralogie, le met à 23, et Klaproth a trouvé la pesanteur spécifique du *platine* de Chabaneau de Madrid de 21,740.

Il est ductile à un haut degré. On peut le frapper en lames minces et le tirer en fils de $\frac{2}{1940}$ de pouce de diamètre. Si, dans cette propriété, il cède la supériorité à l'or, il la possède sur tous les autres métaux.

La ténacité du *platine* purifié est plus considérable que celle de l'or. Un fil de *platine* de 0,3 lignes d'épaisseur et de 2 pouces de long, porte, selon Sickingen, un poids de 28 livres 7 onces 3 gros 65 grains.

Le *platine* est un des métaux le plus réfractaire, et les chimistes n'ont pas encore réussi à le faire fondre au feu.

Chenevix prétend en avoir opéré la fusion de la manière suivante :

Dans un creuset de Hesse, il plaça une couche mince de noir de fumée bien comprimé ; il remplit le creuset, à peu près jusqu'à moitié, de borax, sur lequel il déposa le *platine*. Il couvrit le métal d'une autre couche de borax, de noir de fumée, et d'un couvercle de terre. Un feu de forge le plus violent opéroit la fusion. Voyez *Chenevix*, Journ. de Chimie, t. 6, p. 700.

A l'aide du verre ardent de Troudain et de Parker, le *platine* se fond sans se volatiliser comme l'or. Macquer et Baumé ont fondu de petites parties de *platine* au chalumeau, et Lavoisier l'a fondu sur du charbon, à l'aide d'un courant de gaz oxigène.

Lorsque le *platine* est combiné avec d'autres métaux, il est bien plus fusible. En chauffant les morceaux à la chaleur blanche, on peut les souder ensemble comme le fer.

L'eau et l'air n'ont aucune action sur le *platine*, quelle que soit la température que l'on donne au métal.

Le *platine* brut s'oxide à la vérité à une chaleur violente, mais cela dépend des métaux étrangers qui sont combinés avec lui. Il est cependant probable qu'on parviendra à l'enflammer et à l'oxider à une température suffisante, ce qui est en quelque sorte confirmé par les expériences de Van Marum. En déchargeant la batterie électrique sur un fil de *platine*, il le vit brûler avec une flamme blanche et se convertir en poussière qui lui a paru être de l'oxide de *platine*. On peut faire des expériences semblables à l'aide de la pile galvanique.

Selon Proust, on obtient un oxide de *platine* pur en décomposant le muriate triple de *platine* et de potasse par la potasse. A mesure que l'oxide de *platine* abandonne l'acide muriatique, il se dissout dans la potasse. Il faut le précipiter ensuite de la dissolution alcaline par l'acide sulfurique, et on lave le précipité qui ne contient pas d'iridium, si le sel triple en est entièrement privé.

On peut obtenir aussi l'oxide de *platine* en précipitant le muriate pur de ce métal par l'eau de chaux.

Les chimistes ne sont pas d'accord sur la quantité

d'oxigène existant dans l'oxide de *platine*. Selon Fourcroy, il contient 7 pour cent. Chenevix a trouvé 0,13, et Richter prétend que 100 parties d'oxide sont composées de 80,9 de métal et de 19,1 d'oxigène.

D'après Chenevix, le *platine* est susceptible de deux degrés d'oxidation. Il remarqua, en réduisant l'oxide jaune, qu'il prit une couleur verte. Dans ce dernier état, il le considère oxidé au *minimum*, et lui attribue 00,7 d'oxigène.

Lorsque l'on expose l'oxide de *platine* à une chaleur violente, il y a réduction du métal, et il se dégage du gaz oxigène.

Le carbone et l'hydrogène ne sont pas susceptibles de se combiner avec le *platine*.

Selon Proust, le *platine* se trouve combiné avec le soufre dans le *platine* brut; mais il est douteux si le soufre n'est pas plutôt uni aux substances qui accompagnent le *platine*. On n'est pas parvenu à combiner le soufre avec le *platine* par la voie directe.

Le *platine* se combine aisément avec le phosphore. Lorsqu'on expose à une chaleur de 32 degrés du pyromètre de Wedgwood un mélange d'une once de *platine*, d'autant d'acide phosphorique vitrifié, et d'un gros de charbon en poudre, on obtient du phosphure de *platine* qui pèse plus d'une once. Une partie s'étoit fondue en bouton, d'après Pelletier, et l'autre étoit cristallisée en cubes. La surface étoit couverte d'un verre noirâtre. Si l'on projette du phosphore sur du *platine* rougi, le métal se fond et forme un phosphure.

Le phosphure de *platine* est d'un blanc argentin; il est cassant, et si dur qu'il fait feu sous le choc de l'acier. Il est plus fusible que l'argent. Dans cette fusion, le phosphore brûle à la surface, et laisse un verre noirâtre ou verdâtre qui retient du fer quand on s'est servi du *platine* brut. A mesure que le phosphore brûle, la fusion du *platine* diminue.

Pelletier employa le phosphore pour purifier le *platine* brut; le phosphure forgé sur l'enclume à une chaleur blanche, laissa le *platine* beaucoup plus pur.

Le *platine* est susceptible de se combiner avec un grand nombre de métaux.

Son union avec le mercure a surtout occupé les chimistes. Les uns ont regardé la formation de l'amalgame de *platine* comme très-difficile, d'autres ont eu des doutes sur sa possibilité.

Cet amalgame se prépare au reste sans peine, si l'on triture les deux métaux bien purs à l'aide de la chaleur. Comme les nouvelles expériences de Chenevix ont attiré l'attention sur cet amalgame, nous donnerons quelques détails sur cet objet.

Lewis tritura du *platine* avec du mercure *à froid;* il n'obtint pas même au bout de plusieurs semaines d'amalgame.

Guyton a réussi à faire l'amalgame à l'aide de la chaleur. Dans un vaisseau de verre étroit, il versa du mercure sur un cylindre de *platine*. Après avoir fait bouillir le mercure pendant quelque temps au bain de sable, le cylindre en se combinant avec le mercure, augmenta du double en poids, et devint cassant. En chauffant fortement le cylindre, le mercure se volatilisa, et le *platine* resta en partie oxidé. *Voyez* Annal. de Chimie, t. 25, p. 12

Dans cette expérience, malgré la pesanteur spécifique considérable du *platine*, il nageoit sur le mercure. Cela provient sans doute de la forte cohésion qui a lieu entre les molécules du mercure. Lorsque l'on place un gros morceau de *platine* sur du mercure, il s'y enfonce, mais un petit morceau, un fil de *platine* par exemple, nage à la surface du mercure, incapable de vaincre la cohésion de ce métal fluide. Si l'on place le morceau de *platine* au fond du mercure, il y reste par rapport à sa plus grande pesanteur spécifique. Lorsque l'on chauffe le vase, le fil de *platine* vient nager à la surface, étant combiné avec le mercure à l'aide de la chaleur. (Thomson.)

Si d'après Sickingen on fait digérer le *platine* avec l'acide nitrique, et que l'on traite ensuite avec du mercure et une dissolution de muriate d'ammoniaque, il se forme à la surface une poudre noire attirable à l'aimant, et le *platine* présente un amalgame imparfait.



Rose et Gehlen ont remarqué que le *platine* se combinoit avec le mercure sans difficulté. Ils sont parvenus à unir 100 parties de *platine* à 1500 de mercure à l'aide de la trituration et de la chaleur. Les proportions des deux métaux n'ont pas paru avoir des limites. L'amalgame, d'un bel éclat d'argent, avoit la consistance d'un onguent solide. Au bout de quelque temps, il avoit acquis plus de dureté. *Voyez* Journal de Chimie, t. 1, p. 540.

Le *platine* spongieux qui reste après avoir fait rougir le muriate de *platine* et d'ammoniaque, est susceptible d'être amalgamé avec le mercure même, sans le secours d'une chaleur extérieure.

Moussin Puschkin employa l'amalgame pour forger le *platine*.

A cet effet, il l'introduisit dans des formes de bois fermées par des bouchons; il comprima l'amalgame autant que possible. L'excès du mercure découla vers les bords de la forme, dans laquelle se trouvoient des incisions très-fines.

Après avoir comprimé l'amalgame pendant quelque temps, on exposa les formes débouchées dans un creuset à une chaleur blanche. Le bois se charbonna, le mercure se volatilisa, et le *platine* resta en métal solide. On le fait encore rougir dans un creuset, en y versant de temps en temps un peu d'huile, ce qui le rend plus ductile. Journal de Chimie, t. 3, p. 453.

Chenevix s'est plus particulièrement occupé de l'action du mercure sur le *platine*. *Voyez* article PALLADIUM. Dans un mémoire ultérieur, il a cherché à faire voir que le mercure modifioit singulièrement les propriétés du *platine*.

Le mercure le rend propre, d'après Chenevix, à être précipité en état métallique par le sulfate de fer vert. Le *platine* garantit de plus le mercure contre l'action de l'acide nitrique, et le mercure augmente l'action de l'acide nitro-muriatique sur le *platine*. La combinaison de ces deux métaux est tellement intime, que le mercure ne peut pas être volatilisé par la chaleur la plus violente. Voyez *Chenevix*, Journal de Chimie, t. 6, p. 697.

Comme les phénomènes ci-dessus ne s'accordent pas avec ce qui a été observé par d'autres chimistes, il fau-

droit chercher les causes qui ont pu conduire Chenevix à cette erreur.

Le *platine* s'allie avec l'argent; parties égales de ces deux métaux exigent une haute température et donnent un alliage qui est foncé, plus dur et plus cassant que l'argent. On ne peut pas l'aplatir sans qu'il ne se gerce; il est d'un grain plus gros que l'argent. Sept parties d'argent avec 1 partie de *platine*, se fondent aisément; l'alliage est encore très-ductile, sa couleur est moins blanche que celle de l'argent. La combinaison de ces deux métaux n'est au reste que très-imparfaite; par le refroidissement de cet alliage fondu, une partie de *platine* se précipite selon Lewis.

Lorsque l'on tient l'alliage long-temps en fusion, on trouve que le *platine* occupe la couche inférieure.

Vauquelin a remarqué que si l'on ajoute à l'argent 0,05 de *platine*, l'essai s'affine bien; les nuances irisées se montrent d'une manière moins vive que dans l'essai ordinaire de l'argent; s'il y avoit plus que 0,10 de *platine*, l'essai ne jetteroit pas son éclair. En général, le phénomène n'est jamais complet, si l'argent contient un peu de *platine*. La surface du bouton est toujours plus ou moins cristallisée, les bords sont arrondis, la couleur est d'un blanc mat, tirant sur le jaune. Ces phénomènes sont plus sensibles quand la quantité de *platine* est grande. Il y a cependant une limite, où l'essai n'affine plus, à moins qu'on emploie une chaleur très-lente, ce qui arrive si le *platine* fait le quart de la combinaison. Dans ces circonstances, le bouton, avant que tout le plomb ne soit disparu, s'aplatit comme une pièce de monnoie; la surface est raboteuse; on y découvre à la loupe, des excroissances qui peuvent être regardées comme une cristallisation; la couleur de l'essai est d'un gris mat. Pour que l'essai de cet alliage affine bien, il faut que l'argent fasse au moins $\frac{4}{5}$; sans cela, une partie de plomb y restera, à moins qu'on ne donne un degré de feu bien plus considérable qu'on n'a l'habitude de faire dans les essais d'argent.

Lorsqu'on dissout le bouton dans l'acide nitrique, la dissolution sera constamment brune, quand même la

quantité de *platine* seroit bien peu considérable ; il se dépose une poudre noire qui est du *platine* divisé.

Outre ce moyen de faire la séparation des deux métaux, on peut dissoudre le bouton dans l'acide nitro-muriatique, alors le muriate d'argent se précipite. L'argent peut être encore séparé par l'amalgamation avec le mercure.

Quand on plonge dans une dissolution de muriate de *platine* des lames d'argent, le *platine* se précipite en poudre brune métallique, qui se mêle avec le muriate d'argent qui se forme en même temps. Lorsque l'on verse dans une dissolution de muriate de *platine* une dissolution de sulfate ou de nitrate d'argent, il se forme un précipité jaune, qui est composé de muriate d'argent et d'oxide de *platine*.

Le *platine* se combine avec le bismuth par la fusion ; l'alliage est d'autant plus fusible, que la quantité de bismuth est grande.

L'alliage de ces deux métaux est très-aigre, devient à l'air pourpre, violet, et enfin noirâtre par la fusion : ils se séparent par le repos. Exposés à une chaleur violente, à l'aide du contact de l'air, le bismuth se scorifie. Il est cependant difficile d'en séparer tout le bismuth, parce qu'à mesure que ce métal diminue, l'alliage devient plus réfractaire. Le muriate de *platine* versé dans le nitrate de bismuth, ne forme plus de précipité. Une lame de bismuth sépare cependant le *platine* de sa dissolution.

Le *platine* se combine facilement avec le zinc par la fusion. Il en résulte un alliage très-fusible d'un blanc bleuâtre. Au feu, une grande partie du zinc brûle, mais les dernières molécules restent intimement combinées avec le *platine*.

Le muriate de *platine* est précipité en noir par une lame de zinc. Selon Bergmann, 146 parties de zinc précipitent 77 parties de *platine* qui retient encore un peu de zinc. Le nitrate de zinc forme, dans la dissolution du muriate de *platine*, un précipité d'un rouge briqueté. (Bergmann.)

Le *platine* et l'étain fondus ensemble en parties égales donnent un alliage dur, aigre, un peu foncé. Douze parties d'étain contre 1 de *platine* forment un alliage qui est encore ductile, mais d'un gros grain. En général, la ductilité de l'étain diminue par l'addition du *platine*.

La dissolution du muriate de *platine* est précipitée en brun rougeâtre par une lame d'étain. Le muriate d'étain y produit un précipité semblable.

Les alcalis fixes n'attaquent pas le *platine* ni par la voie humide ni par la voie sèche (1) ; ils dissolvent les oxides nouvellement précipités.

Aucun des acides n'a de l'action sur le *platine*, excepté l'acide nitro-muriatique et l'acide muriatique oxigéné. Le premier y agit lentement et sans énergie. Il se dégage une petite quantité de gaz nitreux. La liqueur devient d'abord jaune, et passe, à mesure qu'elle se charge de *platine*, au brun foncé. Avec une quantité d'acide suffisante, le *platine* se dissout en totalité. La dissolution un peu étendue d'eau prend la couleur du muriate d'or.

La dissolution du *platine* dans l'acide muriatique a une saveur âcre et caustique ; elle teint la peau en brun noirâtre. Evaporée, il reste une masse rougeâtre cristalline. *Voyez* Muriate de platine.

Le sel à base de potasse forme dans la dissolution de *platine* un précipité jaune qui est un sel triple de muriate de *platine* et de potasse. Par-là le muriate de *platine* peut être considéré comme un réactif pour connoître un sel à base de potasse.

La soude forme aussi un sel triple avec le muriate de *platine*, mais il n'y a pas de précipité. Ce sel rouge cristallise aisément. Il est très-soluble dans l'eau.

Le muriate de *platine* et de soude n'est pas décomposé par un excès de soude, pourvu qu'on ne fasse pas bouillir la liqueur. Par ce moyen on peut en séparer le fer qui se précipite en oxide par un excès de soude à froid.

L'ammoniaque pure ou carbonatée forme, dans la dissolution de *platine*, un sel triple. Il est en petits octaèdres jaunes, solubles dans beaucoup d'eau. Ce sel, traité au chalumeau, donne un bouton métallique ; l'ammoniaque se volatilise, et l'oxide de *platine* se réduit. Le précipité ne détonne pas comme l'or fulminant. Le muriate de *pla-*

(1) On remarque cependant tous les jours que les creusets qui servent à l'analyse des minéraux, s'usent bien sensiblement, et nous ne doutons pas que la potasse ne puisse dissoudre une partie du *platine*.
(*Note des Traducteurs.*)

tine et d'ammoniaque est décomposé par la soude à l'aide de la chaleur. C'est Bergmann qui a attiré l'attention sur ce sel triple.

On peut obtenir un *platine* fulminant en décomposant le muriate triple ammoniacal par la potasse : l'iridium se précipite en flocons verdâtres. On verse dans la liqueur filtrée autant d'acide muriatique pour saturer l'excès de potasse. Le liquide évaporé détonne à une chaleur subite, et répand une fumée noire. Fourcroy et Vauquelin considèrent ce composé comme une combinaison de l'oxide de *platine* avec l'ammoniaque.

Proust parle aussi de ce *platine* fulminant ; il remarque que sa détonnation est bien moins vive que celle de l'or, et qu'il exige néanmoins une chaleur bien plus considérable. Journ. de Chimie, t. 1, p. 348.

Les sulfate, nitrate et muriate d'ammoniaque forment un sel triple dans la dissolution de *platine*. Par cette raison, on ne doit pas employer, pour dissoudre le *platine*, un acide nitro-muriatique provenant du muriate d'ammoniaque.

L'eau de chaux et la chaux carbonatée précipitent un oxide de la dissolution de *platine*.

L'oxide de *platine* se combine facilement avec les autres acides.

Les dissolutions à base de *platine* ne sont pas précipitées par les prussiates ; la couleur devient seulement un peu foncée. Le prussiate de mercure y opère cependant un précipité orangé, d'après Chenevix.

Les sels de *platine* ne sont précipités ni par l'acide gallique ni par la teinture de noix de galle.

L'hydrogène sulfuré et les sulfures alcalins y forment un précipité noir qui est, d'après Proust, un sulfure de *platine*. Le soufre n'adhère pas fortement au *platine*, et peut en être séparé sans peine.

Le *platine* précipité par l'hydrogène sulfuré s'acidifie de lui-même et donne, selon Proust, de l'acide sulfurique concentré. Il se dissout dans l'acide nitrique, et par l'évaporation il reste un sulfate de *platine* dont la dissolution n'est pas précipitée par le muriate d'ammoniaque. *Voyez* Journ. de Chimie, t. 1, p. 349.

Lorsque l'on ajoute de l'éther à une dissolution concentrée de muriate de *platine* et qu'on agite, l'éther enlève une petite quantité de *platine*. Il seroit cependant à examiner si cela n'est point un peu de fer qui a été combiné avec le muriate de *platine*.

Les sels neutres, à l'exception du nitrate de potasse, n'agissent pas sur le *platine*. Lorsqu'on fait chauffer le *platine* avec du salpêtre, le métal se convertit, sans détonnation, en une poudre noire grisâtre. D'après Sickingen, 8 onces de *platine* qui ont été rougies sept fois avec 52 onces de salpêtre, n'ont laissé que 2 grains $\frac{1}{2}$ de *platine*. Le reste a paru être oxidé en se dissolvant dans tous les acides minéraux.

Si le travail de ce métal ne présentoit pas tant de difficultés, il seroit, en raison de sa grande propriété réfractaire, à désirer qu'on l'employât davantage pour les instruments chimiques. L'oxide de *platine* a offert à Klaproth des avantages pour la peinture de porcelaine, ce qui donne à la porcelaine un enduit argentin métallique passant au gris d'acier. *Voyez* Mémoires de l'académie de Berlin, 1793, p. 12.

Le *platine* brut fut rapporté en Europe de la Jamaïque par Wood, en 1741. Antonio de Ulloa, géomètre espagnol qui accompagnoit les savants français pour la mesure du méridien au Pérou, donna une description détaillée de ce métal. Scheffer, en Suède, fit voir que c'étoit un métal particulier, et il décrivit ses propriétés les plus importantes (1752). On l'appeloit or blanc, *aurum album*. En 1754, Lewis publia ses recherches sur ce métal. Le platine a été examiné ensuite par Marggraf, Macquer, Baumé, Milly, Guyton, Cronstedt, Wallerius, Buffon, Tillet, Bergmann, Sickingen. Parmi les modernes, on distingue Lavoisier, Achard, Moussin Pouschkin, Proust, Wollaston, Chenevix, Tennant, Descostils, Fourcroy, Vauquelin, etc. *Voy.* Scheffer, Mémoires de l'académie de Suède, t. 14, p. 275; Willis dans les Philos. Trans., t. 46, p. 584; Lewis, *id.*, t. 48, p. 638; Macquer, Mémoires de l'académie, 1758, p. 119; Tillet, *idem*, 1779; Proust, Annales de Chimie, t. 38, p. 146, et t. 49, p. 177; Collet Descostils, Journ. des Mines, n° 85; Fourcroy et Vauquelin, Annales du

Muséum, t. 3, p. 149, et Annales de Chimie, t. 48, p. 177 et t. 50, Annales du Muséum, t. 7, p. 401; Tennant, Biblioth. Britann., t. 28, p. 34; Wollaston, *idem*, t. 28, p. 166; Chenevix, Nicholson, Journal, t. 9, p. 162.

PLÂTRE. *Voyez* Sulfate de chaux.

PLÉONASTE. *Voyez* Rubis spinelle.

PLOMB (Mines de). Jusqu'à présent on n'a trouvé nulle part de *plomb* natif. On le rencontre dans la galène, qui est composée de 70 à 80 de *plomb* et de 20 à 30 de soufre; elle contient très-souvent un peu d'argent. Dans le *plomb* noir, qui renferme, d'après Laumont, outre le sulfure, un peu de phosphate de *plomb*: dans l'arséniate et le chromate de *plomb*, le dernier est composé, d'après Vauquelin, de *plomb* oxidé 65,12, acide chromique 34,88. Dans le carbonate de *plomb*, composé, d'après Klaproth, de *plomb* oxidé 82, acide carbonique 16. Le molybdate de *plomb*, oxide de *plomb* 64,42, acide molybdique 34,25. Le phosphate de *plomb* avec ses variétés, muriate de *plomb*, *plomb* oxidé 55, acide muriatique 45 (Klaproth), sulfate de *plomb*, oxide de *plomb* 71, acide sulfurique 24,8, eau 2, oxide de fer 1 (Klaproth). Le *plomb* antimonifère 42,5, antimoine 19,75, cuivre 11,5, fer 5, soufre 18 (Klaproth). Hatchett a obtenu des résultats un peu différents. Le *plomb* bismuthifère contient, selon Klaproth, *plomb* 33, bismuth 27, argent 15, fer 4,3, cuivre 0,9, soufre 16.

Pour extraire le *plomb*, on emploie le plus souvent le sulfure de *plomb*, qui est très-abondant. Les mines dans lesquelles le *plomb* est oxidé peuvent être fondues avec du charbon et le flux nécessaire; en grand, on les ajoute au sulfure de *plomb*. Les mines de *plomb* qui contiennent un acide doivent être mêlées avec de la chaux, et grillées ensuite. La chaux se combine avec l'acide; on les traite alors comme des oxides.

Ordinairement on fait griller la mine de *plomb* sulfuré. Si l'on opère le grillage par le moyen du bois, et si les

mines sont riches et pures, une partie de *plomb* se sépare en état métallique, et coule dans le fond : c'est le *plomb* le plus pur ; on l'appelle *plomb vierge*. Comme le sulfure de *plomb* est très-fusible, et comme il contient souvent un peu d'or et d'argent, il faut que le grillage se fasse avec précaution, pour que l'on n'éprouve pas de perte de ces métaux. On ajoute aux mines de *plomb* argentifère une quantité de fer que l'on fait granuler exprès.

Le fer ayant une plus grande affinité pour le soufre que n'en ont les deux autres métaux, se combine avec lui, et passe dans les scories comme un sulfure de fer. Si les mines de *plomb* sont très-réfractaires, on leur fait subir le ressuage ; par ce moyen on fait volatiliser une grande quantité de soufre.

Après le grillage et le ressuage, on fait fondre le *plomb*. On laisse couler le *plomb* fondu par une ouverture pratiquée dans le fourneau ; on obtient aussi par-là la matte (bleisteiu), qui est un composé de *plomb*, de soufre et de quelques autres métaux, que l'on peut convertir par le grillage et la fusion en *plomb* métal, appelé *plomb d'œuvre* (werkblei), que l'on destine à d'autres opérations.

Lorsque le *plomb* d'œuvre contient assez d'argent pour qu'il mérite la peine de l'affiner, on le porte dans un fourneau dont le foyer est construit de cendre de bois lessivée et tamisée. On fait passer sur ce foyer un courant d'air, au moyen des soufflets, qui oxide le *plomb*. Une partie du *plomb* oxidé s'évapore par les petites ouvertures du fourneau, et une autre partie est absorbée par la cendre du foyer ; mais la plus grande quantité est poussée, par le courant des soufflets, dans des rigoles cannelées, où il coule en oxide demi-vitreux qui est la litharge.

On emploie la litharge, ou bien on la réduit à l'aide du charbon ; on y ajoute le fond du foyer. On appelle cette réduction de la litharge, *revivication* (frischen), et le *plomb* obtenu, *plomb frais* (frischblei). Comme le *plomb* s'oxide facilement, il faut avoir soin de couvrir la feute avec de la poussière de charbon pour éviter le courant d'air. On couvre aussi la route où le *plomb* fondu doit passer.

Le *plomb* ainsi obtenu contient encore du cuivre et d'autres métaux.



Le chimiste peut lui enlever le cuivre en plongeant dans une dissolution d'acétate de *plomb* une lame de zinc.

Par la voie sèche, on essaie les mines de *plomb* de la manière suivante :

On fait rougir pendant $\frac{1}{2}$ heure un mélange de 2 parties de litharge, de 4 parties de flux noir, et d'une demi-partie de limaille de fer, ou bien on y met un clou de fer en place de limaille. D'après Lampadius, on fait griller la mine sur un têt à rôtir, et on y ajoute à la fin un peu de charbon en poudre. On fait rougir ensuite la mine avec 3 à 5 parties de flux noir, et après le refroidissement on sépare le bouton de *plomb* de la scorie. Pour enlever le reste du soufre, il seroit cependant avantageux d'y ajouter un peu de fer.

Par la voie humide, on fait l'essai des mines de *plomb* carbonaté et sulfuré, en les traitant par l'acide nitrique étendu d'eau. Cet acide dissout le métal et laisse intact le soufre. Le carbonate de *plomb* se dissout avec dégagement de gaz acide carbonique. On précipite la dissolution par l'acide sulfurique. Le sulfate de *plomb* bien desséché contient 0,70 de *plomb* métallique. Lorsque l'on plonge dans la dissolution du nitrate de *plomb* une lame de zinc, on obtient le *plomb* en état métallique.

Lorsque l'oxide de *plomb* dans la mine est combiné avec d'autres acides, on le fait bouillir avec du carbonate de potasse. Après l'avoir fait digérer par l'acide nitrique, on procède comme cidessus.

PLOMB. Plumbum. *Blei.*

Le *plomb* est un métal d'un blanc bleuâtre qui, en raison de sa facile extraction, étoit connu dans les temps les plus reculés. Nouvellement coupé ou fondu, il est très-éclatant; mais il se ternit bientôt au contact de l'air. Il a une saveur foible, désagréable. Par la trituration, on y remarque une odeur particulière. Il tache en bleu les doigts et le papier.

Sa dureté est peu considérable; on peut y faire des impressions avec l'ongle, et il se laisse couper par le couteau. Sa pesanteur spécifique est, selon Brisson, de 11,352.

Cette pesanteur n'augmente pas par le marteau, et il ne devient pas plus dur.

Il est susceptible d'être battu en feuilles minces. On peut le tirer aussi en fils; mais sa ténacité n'est pas très-considérable. Un fil de $\frac{1}{10}$ de pouce de diamètre porte, selon Muschenbroeck, $29\frac{1}{4}$ livres; un fil de *plomb* de $\frac{1}{12}$ de pouce de diamètre ne porte, d'après Sickingen, que 18,4 de livre. Le *plomb* n'est pas sonore; on trouve cependant qu'une balle segment forme a un peu de son.

Le *plomb* est fusible, d'après Newton, à une température de 540 degrés Fahr., et selon Guyton, à 594 degrés Fahr. Lorsqu'on le tient long-temps en fusion, il commence à bouillir et s'évapore. Après le refroidissement, il cristallise, d'après Mongez le jeune, en pyramides à 4 faces, dont chaque pyramide paroît être composée de 3 couches différentes. Pajot obtint des cristaux polyédriques à 32 faces, formés par la réunion de 6 pyramides tétraèdres. Journal de Physiq., t. 48, p. 53. Mongez remarque que la cristallisation se fait mieux après avoir fondu le métal à plusieurs reprises.

Lorsqu'on triture le *plomb* fondu dans un mortier chauffé, on obtient, par le refroidissement, une substance pulvérulente semblable à un sable humide et gras. On appelle cette opération *granulation du métal*. On peut granuler aussi le *plomb* en le coulant dans une boîte garnie de craie, et en l'agitant pendant quelque temps.

On coule le *plomb* en plaques, en le faisant passer d'une boîte par une fente horizontale. On tire la boîte vers la table où le *plomb* fondu reste et se fige. Les Chinois coulent, d'après cette manière, le *plomb* en couches minces sur des toiles qui servent à garnir l'intérieur des boîtes à thé.

Lorsque le *plomb* est exposé long-temps à l'air, il se forme des écailles à la surface; toute la masse même s'oxide si le métal est en couches très-minces.

Lorsqu'on tient le *plomb* pendant quelque temps en fusion au contact de l'air, il perd son éclat et se couvre d'une couche grise. Ce phénomène est dû à la combinaison de l'oxigène de l'air avec le *plomb* métal, mais l'action se borne à la surface. En enlevant la pellicule, il s'en

forme une autre, et ainsi de suite, de manière qu'on parvient à convertir tout le *plomb* en oxide gris. Lorsque l'on chauffe cette pellicule pendant quelque temps au contact de l'air, en remuant toujours, on obtient une poudre d'un gris verdâtre.

On connoît 4 degrés d'oxidation du *plomb*, mais ces différents oxides n'ont pas encore été examinés avec toute l'exactitude possible.

Lorsque l'on fait bouillir le nitrate de *plomb* cristallisé avec du *plomb* métal, on obtient des cristaux jaunes, en écailles brillantes, qui sont très-solubles dans l'eau. Dans ce composé, le *plomb* se trouve au *minimum* d'oxidation. Selon Proust, on peut précipiter l'oxide de *plomb* par la potasse. *Voyez* Journ. de Physiq., t. 56, p. 206.

On obtient l'oxide du deuxième degré en versant de la potasse dans une dissolution de nitrate de *plomb*. La poudre jaune qui se précipite contient, d'après Proust, 91 de *plomb* et 9 d'oxigène. La pellicule qui se forme sur le *plomb* fondu, et qui, par une longue trituration, se convertit en une poudre verdâtre, est, d'après Proust, un mélange de cet oxide avec le *plomb* métal. La couleur verte provient de la réunion de la poudre jaune avec la poudre bleue. En continuant de chauffer cette pellicule grise à l'air, elle absorbe une plus grande quantité d'oxigène et prend une couleur jaune qui est le massicot. Dans cette circonstance, la partie métallique de la poudre absorbe aussi de l'oxigène, et le tout passe à un oxide du deuxième degré.

Lorsqu'on fait chauffer le massicot en poudre fine dans un fourneau, pendant 48 heures, de manière que la flamme du combustible puisse toucher la poudre, il se forme un oxide rouge qui est au troisième degré d'oxidation. On n'est pas d'accord sur les proportions d'oxigène dans l'oxide rouge de *plomb*: Bucholz y a trouvé 0,08, Vauquelin 0,09, d'autres indiquent 0,15 à 0,16, Wallerius et Wasserberg veulent en avoir retiré 0,20 d'oxigène. *Voyez* art. Minium.

Lorsqu'on verse sur de l'oxide rouge de *plomb* de l'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,260, l'acide en

dissout 0,85. Il reste insoluble 0,15 d'une poudre brune qui est l'oxide de *plomb* au *maximum* d'oxidation.

Schéele est le premier qui ait fixé l'attention sur cet oxide. Proust a donné un procédé plus avantageux pour sa préparation, qui a été amélioré par Vauquelin. On fait passer un courant de gaz muriatique oxigéné dans un oxide rouge de *plomb* délayé dans de l'eau. L'oxide devient toujours plus foncé, et finit par se dissoudre en totalité. La potasse en précipite une poudre brune. Cent parties d'oxide rouge fournissent, par ce procédé, 68 parties d'oxide brun. Il est composé de 79 de *plomb* et de 21 d'oxigène. La couleur de cet oxide est éclatante, d'un brun puce.

Par la chaleur, il s'en dégage du gaz oxigène; l'oxide devient jaune, et en continuant le feu il se convertit en litharge. En le triturant dans un mortier avec du soufre, il y a inflammation, et le soufre brûle avec une flamme vive. Chauffé sur des charbons ardents, le *plomb* se réduit.

Thomson n'adopte que trois oxides de *plomb*. L'oxide jaune est composé, d'après lui, de 90,5 de *plomb*, et de 9,5 d'oxigène; l'oxide rouge de 88 de *plomb*, et de 12 d'oxigène, et le brun puce de 80 de *plomb* et de 20 d'oxigène. Il n'admet pas l'existence de l'oxide de *plomb* au *minimum*, d'après Proust.

Tous les oxides de *plomb* sont susceptibles d'être convertis en une espèce de masse vitrifiée. Dans cette altération, les oxides paroissent se combiner avec une plus grande quantité d'oxigène, au moins le verre de *plomb* paroît contenir plus d'oxigène que l'oxide rouge de *plomb*, car si on l'expose encore chaud au contact de l'air, il perd sa couleur rouge et prend, comme le verre de *plomb*, une couleur jaune. L'oxide de *plomb* est un excellent fondant et favorise beaucoup la vitrification; il pénètre tous les vaisseaux à la longue. D'après Macquer, le verre de *plomb* n'est presque jamais pur, parce qu'il attaque toujours le creuset. Parmi les substances qui résistent le plus à la pénétration de l'oxide de *plomb*, la porcelaine occupe le premier rang, quoique l'oxide de *plomb* fondu la pénètre aussi à la longue.

L'augmentation de poids que subit le *plomb* par l'oxidation avoit déjà frappé l'atteution des ancieus chimistes. Jean Ray le premier soupçonna la véritable cause de ce phénomène; mais ses successeurs firent peu d'attention à cette idée, jusqu'à ce que Lavoisier eût démontré que l'augmentation du poids étoit due à un corps existant dans l'air.

L'hydrogène et le carbone n'agissent pas sur le *plomb* métallique, mais ils ont beaucoup d'action sur les oxides de *plomb*. Les oxides de *plomb* sont réduits à l'état métallique par le gaz hydrogène, même à froid, par un long contact. Le même phénomène a lieu lorsqu'on chauffe les oxides de *plomb* avec les substances carbonisées. En général, de tous les oxides métalliques ceux de *plomb* se désoxident avec le plus de facilité. L'oxigène, d'après cela, ne doit pas y adhérer fortement.

Le *plomb* se combine facilement avec le soufre en chauffant ces deux substances placées dans un creuset couche par couche, ou bien en projetant du soufre dans du *plomb* fondu. Le sulfure de *plomb* est aigre, éclatant, d'un gris bleuâtre et bien plus fusible que le *plomb* pur. Son tissu est fibreux, strié dans l'intérieur, très-cassant et semblable à la galène naturelle. Le sulfure de *plomb* artificiel contient, d'après Wenzel, 86 de *plomb* et 13 de soufre.

Il n'est pas encore décidé si les oxides de *plomb* se combinent avec le soufre. Lorsqu'on chauffe les deux substances ensemble, il paroît que l'oxide repasse à l'état métallique, et qu'il se forme un sulfure de *plomb* ordinaire. Les oxides sont également réduits par le gaz hydrogène sulfuré. Ils deviennent noirs, et l'hydrogène sulfuré perd son odeur et ses propriétés.

Le phosphore se combine avec le *plomb* selon Pelletier. Le phosphure de *plomb* est d'un blanc bleuâtre, et d'un tissu lamelleux; frappé sur l'enclume, il se sépare en feuilles, il se laisse couper par le couteau; à l'air, il perd bientôt son éclat. Au chalumeau, le phosphore brûle, et le bouton fondu s'oxide lentement. Il est composé de

Plomb	88
Phosphore.	12
	100

25.

Le *plomb* ne contracte pas de combinaison avec l'azote.

L'eau a peu d'action sur le *plomb*, mais elle facilite son oxidation par le secours de l'air. De-là provient la croûte blanche que l'on aperçoit dans les cuves de *plomb* remplies d'eau, à l'endroit où le contact de l'air peut avoir lieu.

Les terres et les alcalis n'agissent pas sur le *plomb*; les alcalis, en raison de leur grande affinité qu'ils ont pour l'oxide de *plomb*, favorisent son oxidation à l'aide de l'air atmosphérique. Les alcalis caustiques ont la propriété de dissoudre les oxides de *plomb*.

Selon Karsten, 11 parties de potasse caustique dissolvent 1 partie de litharge. La dissolution est d'un jaune de miel, ne cristallise pas, est décomposable par les acides. Pour dissoudre 1 partie de litharge, il faut employer 13 parties de soude.

L'oxide rouge de *plomb* se dissout d'après Klaproth dans une lessive de potasse; la dissolution laisse précipiter le *plomb* en état métallique par une lame de zinc ou par un cylindre de phosphore. La silice et l'alumine se fondent aisément avec l'oxide rouge de *plomb*, et donnent une masse jaune vitrifiée. Comme l'oxide de *plomb* facilite la fusion des terres, pour rendre les scories de verre plus fusibles, on y ajoute $\frac{1}{6}$ d'oxide de *plomb*.

L'eau de barite bouillante dissout l'oxide de *plomb*, et forme une dissolution d'une couleur tres-foncée. Par l'évaporation, les deux substances se précipitent séparément (Karsten).

Lorsque l'on fait bouillir l'oxide rouge de *plomb* ou la litharge avec l'eau de chaux, on obtient un composé des deux substances, dans lequel la chaux paroît jouer le rôle d'un acide. Par l'évaporation, il se dépose de petits cristaux irisés un peu solubles dans l'eau. Les sulfates alcalins et l'hydrogène sulfuré, décomposent cette combinaison. Les acides sulfurique et muriatique en précipitent un sulfate et un muriate de *plomb*. Le composé colore en noir la laine, les ongles, les cheveux; mais il n'agit pas sur la couleur de la soie, de la peau et du jaune d'œuf. Berthollet a cependant remarqué que la combinaison de l'oxide de *plomb* avec la chaux, coloroit

également les substances animales citées. Voyez *Berthollet*, Annal. de Chimie, t. 1, p. 52.

Le *plomb* s'unit à la plupart des métaux par la fusion.

On croyoit autrefois que la combinaison du *plomb* avec le fer, étoit impossible. Par cette raison, Gellert observe que l'on peut employer le fer pour évaporer le *plomb* de tous les autres métaux qui ont une affinité moindre pour le *plomb* qu'ils n'ont pour le fer. Macquer a fait voir au contraire que l'on peut employer le *plomb* pour séparer le fer des métaux avec lesquels il a plus d'affinité. Wallerius a cependant trouvé, que si l'on ajoute à 1 partie de fer rouge 3 parties de *plomb* granulé que l'on couvre de flux noir pour empêcher la combustion et pour faciliter la fusion, l'union des deux métaux peut avoir lieu. Cet alliage ressemble au *plomb*, se laisse forger un peu, et attire l'aiguille aimantée. D'après Guyton, il se forme dans la fusion de cet alliage, deux couches différentes; la couche inférieure contient beaucoup plus de *plomb* en raison de la grande densité de ce métal. Voyez *Guyton*, Annal. de Chimie, t. 43, p. 47.

Le *plomb* se combine facilement avec l'or par la fusion. L'or devient plus pâle et plus aigre. On obtient souvent cet alliage par la coupellation. Hatchett fit fondre une partie de *plomb* avec 12 parties d'or, l'alliage étoit un peu plus pâle que n'est l'or. Il étoit cassant comme du verre. Il avoit un grain fin d'une couleur brunâtre, semblable à la porcelaine; $\frac{1}{1920}$ de *plomb* détruit déjà la ductilité de l'or. Dans la fusion d'or, il faut donc éviter avec soin la moindre addition de *plomb*. Il est essentiel que le cuivre que l'on veut allier avec de l'or, soit entièrement purgé de *plomb*. Un atome de *plomb* dans le cuivre, diminue la ductilité de l'or.

Gellert en fondant dans un creuset parties égales de *plomb* et de cobalt, trouva après le refroidissement deux boutons différents; le supérieur étoit celui du cobalt qui retenoit cependant une petite quantité de *plomb*.

Gmelin opéra l'alliage du *plomb* avec le cobalt, en fondant les deux métaux dans un creuset couvert de charbon en poudre. L'alliage de parties égales étoit aigre et d'une pesanteur spécifique de 8,12.

Le *plomb* et le cuivre s'unissent facilement par la fusion. Lorsque le *plomb* prédomine, l'alliage est gris, ductile à froid, et cassant à la chaleur : cela provient de la grande différence de fusibilité entre les deux métaux. On emploie cet alliage dans les types pour les grandes lettres. Fourcroy recommande pour cet objet un alliage de 100 parties de cuivre, et de 20 à 25 parties de *plomb*.

L'alliage du *plomb* et du nickel a, selon Cronstedt, une couleur d'un gris sale; il est peu éclatant, lamelleux et cassant. Le nickel qui a servi à ses expériences, n'étoit probablement pas pur.

Le platine se combine avec le *plomb* à une très-haute température.

Par une addition de platine, le *plomb* perd une partie de sa ductilité.

Lorsque l'on fait fondre ensemble parties égales de deux métaux, l'alliage est pourpre, strié, d'une cassure grenue et très-aigre.

Par la simple trituration, on peut unir la limaille de *plomb* avec du mercure.

On prépare cet amalgame d'une manière plus expéditive, en versant du mercure échauffé dans du *plomb* fondu. Lorsque la quantité de *plomb* est très-considérable, l'amalgame est solide. Sa couleur est blanche et éclatante; elle change cependant bientôt à l'air. Par un refroidissement lent, l'amalgame cristallise. A une forte chaleur, le mercure se volatilise. En le triturant avec de l'eau, il s'en sépare une poudre noire qui est de l'oxide de *plomb*.

Cet amalgame combiné avec le bismuth, devient très-liquide, et on peut le passer à travers une peau de chamois. Fourcroy cherche à expliquer la fluidité de cet amalgame par sa plus grande capacité pour le calorique, dont jouissent les 3 métaux réunis; ils absorbent donc une grande quantité de calorique, ce qui les rend fluides.

L'argent se combine facilement avec le *plomb* par la fusion, ce qui arrive assez fréquemment dans la coupellation. L'alliage est bien plus fusible que n'est l'argent. Kraft trouva la pesanteur spécifique de cet alliage plus considérable qu'elle ne devoit être par le calcul. D'après

les expériences de Muschenbroeck, le *plomb* diminue la ténacité de l'argent. La couleur de cet alliage ressemble plus au *plomb* qu'à l'argent ; aussi, l'alliage est-il moins élastique et moins sonore que l'argent pur.

Plusieurs chimistes, comme Wallerius, Gellert, Muschenbroeck et Gmelin, ont examiné la combinaison du zinc avec le *plomb*. On fait fondre les deux métaux ensemble, en mettant à la surface une couche de graisse. Lorsque le zinc prédomine d'une manière sensible, l'alliage est bien plus dur que le *plomb*, et peut être frappé par le marteau.

La pesanteur spécifique de cet alliage est plus considérable que le calcul ne l'indique. Baumé prétend que cet alliage ne se forme pas, que le *plomb* occupe toujours la couche inférieure, en raison de sa densité plus considérable.

Le *plomb* et l'étain se combinent par la fusion en toute proportion. Muschenbroeck, qui a fait beaucoup d'expériences sur cet objet, trouva que le *plomb* par une addition d'étain acquéroit beaucoup de solidité. Un alliage de 4 parties d'étain et de 1 de *plomb*, est 2 fois plus dur et plus tenace que l'étain pur. Les propriétés sont au *maximum* avec 3 parties d'étain contre 1 partie de *plomb*. Un alliage de 2 parties de *plomb* contre 1 d'étain, procure la soudure des ferblantiers qui est plus fusible que chaque métal en particulier. Lorsque l'on emploie pour la coupellation un alliage de 4 parties de *plomb* avec 1 partie d'étain, le dernier empêche, selon Junker, la vitrification du premier, et sa pénétration dans la coupelle ; la masse se boursouffle, devient rouge, s'enflamme, et il reste sur la coupelle un oxide grenu, difficile à fondre. Un alliage d'étain et de *plomb* s'oxide, d'après Black, plus promptement que tout autre alliage, et brûle comme une mauvaise tourbe. L'oxide mêlé est oxidé davantage que l'oxide de chaque métal en particulier. En raison de cette propriété, pour la préparation de l'émail blanc, on ajoute un peu de *plomb* à l'étain. L'alliage de *plomb* et d'étain (il faut que le *plomb* y domine) sert à faire les tuyaux d'orgue ; avec 2 de *plomb*, 3 parties d'étain et 1 partie d'antimoine, on fabrique des clous qui sont assez durs

pour être enfoncés dans le bois de chêne sans s'émousser, et qui ne rouillent pas dans l'eau salée.

Les acides se combinent avec le *plomb*, et forment des sels dont les propriétés générales sont : 1° d'être pour la plus grande partie, à moins qu'ils ne soient avec excès d'acide, presque insolubles dans l'eau : ceux-ci donnent un bouton de *plomb* au chalumeau ; 2° la dissolution des sels dans l'eau, est ordinairement sans couleur et transparente ; 3° ils ont presque tous une saveur plus ou moins sucrée, astringente ; 4° les dissolutions salines sont précipitées en blanc par le prussiate de potasse et par l'acide gallique, en noir par l'hydrogène sulfuré ; 5° lorsqu'on trempe une lame de zinc dans une dissolution, le *plomb* se précipite en état métallique.

Basile Valentin remarqua que des chiffons humectés d'acétate de *plomb*, devenoient noirs dans le voisinage du sulfure de potasse. Il établit sur cette propriété une expérience que l'on répéta autrefois dans les cours de physique, pour prouver la porosité des corps ; à cet effet, on applique sur l'extrémité d'un livre une feuille sur laquelle on trace des caractères avec l'acétate de *plomb*; au-dessous du livre, on place une feuille humectée d'une dissolution arsenicale sulfureuse, qui pénètre à travers un grand nombre de feuilles, et l'écriture faite avec l'acétate de *plomb* devient visible.

Les sulfates n'ont aucune action sur le *plomb*.

Lorsqu'on projette du *plomb* sur le nitre fondu et rouge, le *plomb* se convertit en une espèce de litharge. Le *plomb* trempé dans une dissolution de muriate de soude s'oxide ; les oxides de *plomb* décomposent le sel marin. D'abord, l'oxide de *plomb* exerce une grande affinité sur l'acide muriatique, et le muriate de *plomb* tend à se combiner avec un excès de base. *Voyez* article SOUDE. Lorsqu'on triture les oxides avec du muriate d'ammoniaque, il se dégage du gaz ammoniac. En distillant un mélange de 2 parties de muriate d'ammoniaque avec 1 partie d'oxide rouge de *plomb*, il passe beaucoup d'ammoniaque. Avec le carbonate de *plomb*, on aura du carbonate d'ammoniaque pour produit. Dans ces expériences, il reste dans la cornue du muriate de *plomb*. Le muriate suroxigéné de po-

tasse, oxide fortement le *plomb*. Un mélange de 3 parties de ce sel avec 1 partie de *plomb*, détonne sous le choc du marteau. Ce premier mélange peut être enflammé par un corps en ignition; par le lavage, on peut lui enlever le muriate de *plomb*, et l'oxide blanc de *plomb* reste. L'action est nulle entre les phosphates, borates, fluates et le *plomb*; mais ces sels se combinent avec les oxides et donnent des masses vitrifiées.

Les huiles grasses dissolvent les oxides de *plomb*. *Voyez* article VERNIS.

Le *plomb* agit comme un poison lent, et il est d'autant plus dangereux.

Les affinités du *plomb* sont, d'après Bergmann:

Plomb métal.	Oxide de *plomb*.
Or.	Acide schéelin.
Argent.	—— sacholactique.
Cuivre.	—— oxalique.
Mercure.	—— arsenique.
Bismuth.	—— tartarique.
Etain.	—— muriatique.
Platine.	—— phosphorique.
Arsenic.	—— sulfureux.
Zinc.	—— subérique.
Nickel.	—— nitrique.
Fer.	—— fluorique.
Soufre.	—— citrique
	—— acétique.
	—— boracique.
	—— prussique.
	—— carbonique.

Les usages du *plomb* sont extrêmement multipliés. Le *plomb* granulé se fabrique de la manière suivante.

On ajoute au *plomb* fondu un peu d'arsenic ou d'orpiment, ce qui fait qu'on obtient plus promptement des gouttes sphériques qu'avec le *plomb* pur. On coule le *plomb* fondu dans un cylindre pourvu de petits trous. Le *plomb* qui passe à travers les ouvertures se divise en gouttes qui tombent dans l'eau, où elles deviennent solides. Plus la distance du trajet des gouttes est considérable avant d'arriver dans l'eau, plus elles sont arrondies et lisses. Par

cette raison, dans la fabrique de *Southwark*, on a mis le fourneau sur une tour, de manière que le *plomb* tombe d'une hanteur de 100 pieds. Tous les grains de *plomb* ne sont cependant pas sphériques, les uns sont piriformes. On les sépare en projetant tout le *plomb* granulé sur l'extrémité d'une face lisse inclinée. Les corps ronds roulent en ligne droite, tandis que les autres prennent une direction oblique; on les réserve pour une autre fusion. On fait encore le triage des globules ronds à l'aide d'un tamis.

PLOMBAGINE. *Voyez* GRAPHITE.

POIDS. Pondus corporum. *Gewicht*.

La pesanteur, suite de l'attraction que la terre exerce sur tous les corps, agit sans interruption d'une manière uniforme sur toutes les parties d'un corps.

La vitesse que la pesanteur communique à un corps tombant, ne dépend pas de la masse du corps; le corps, comme agrégé de toutes les parties, ne peut pas avoir d'autre vitesse que celle qui a été imprimée à chacune de ses molécules. Le *poids* d'un corps est la pression qu'il exerce sur une surface. Cette pression sera d'autant plus considérable, qu'il y a de parties qui sont attirées; or le *poids* est produit de la masse par la vitesse. Le *poids* peut varier dans tous les corps avec la masse, parce que tous les corps sont mis en mouvement de la même vitesse.

On distingue la pesanteur absolue et la pesanteur spécifique des corps. Par *poids absolu* (*pondus absolutum*), on entend la quantité de la pression qu'exerce un corps sur un autre sans avoir égard à son volume. On le trouve par la balance.

La pesanteur spécifique des corps est le rapport du *poids* absolu à un volume égal. Supposons un système de corps d'un volume égal: par la balance on verra bientôt une diversité de *poids* d'après la plus ou moins grande quantité de masse que ces corps renferment sous le même volume. La pesanteur spécifique indique aussi, d'après cela, la densité de ces corps.

Pour déterminer la pesanteur spécifique, on prend le *poids* d'un corps comme *unité*, et on exprime les *poids* de tous les autres corps par des nombres qui se rapportent à l'unité.

On prend pour unité le *poids* de l'eau pure. On pèse un corps sous un volume déterminé, et on détermine le *poids* d'un volume égal d'eau.

En divisant le premier *poids* par le dernier, on aura la *pesanteur spécifique* du corps.

Pour évaluer la pesanteur spécifique des liquides, Klaproth emploie une bonne balance et plusieurs flacons à bouchons de cristal.

On pèse d'abord le flacon vide, puis le flacon rempli de la liqueur à examiner, et ensuite le flacon rempli d'eau distillée. En divisant le premier *poids* par celui du dernier, on aura la pesanteur spécifique cherchée. Si, par exemple, un flacon tient 864 grains d'eau distillée, et seulement 684 grains d'alcool, la pesanteur spécifique du dernier sera $= \frac{684}{864} = 0,791$.

Pour prendre la pesanteur spécifique des corps solides, on commence par peser le corps à l'air libre, on le met ensuite dans un flacon rempli d'eau distillée (dont on connoît exactement le *poids*), et on met le bouchon. On pèse ensuite le flacon bien essuyé; il pèsera moins en raison du déplacement d'eau opéré par le corps ajouté. Cette différence fait connoître combien pèse une quantité d'eau qui, avec le corps plongé, occupe un volume égal. Lorsqu'on divise le *poids* du corps par le *poids* de l'eau déplacée, on aura la pesanteur spécifique cherchée. Imaginons que le corps pèse 523 grains, et qu'il déplace 84 grains d'eau; sa pesanteur spécifique sera

$$= \frac{523}{84} = 6,622.$$

Pour avoir la pesanteur spécifique d'un corps soluble dans l'eau, il faut faire l'opération dans l'alcool, dans l'huile de térébenthine ou dans des liquides qui ne le dissolvent pas. On détermine d'abord la pesanteur spécifique du liquide qui sera, par exemple, 0,866. On cherche en-

suite la pesanteur spécifique du solide avec la liqueur, et supposons de plus qu'elle soit = 3,278; on multiplie ensuite les deux nombres, et on aura 2,829748, qui est la pesanteur spécifique du corps.

Le plus souvent on emploie, pour ces sortes d'opérations, la *balance hydrostatique*.

Le corps dont on cherche la pesanteur spécifique est suspendu au plateau de la balance par un crin, pour qu'on puisse le plonger dans l'eau.

On pèse d'abord le corps à l'air, et ensuite dans l'eau; le *poids* qu'il faut ajouter pour rétablir l'équilibre, indique la quantité d'eau égale au volume du corps. Avec ce *poids* on divise celui qu'il avoit à l'air libre, le quotient sera sa pesanteur spécifique.

Dans cette pesée, on suppose que le corps est insoluble dans l'eau, et que sa pesanteur spécifique est plus considérable que celle de ce liquide. Si le corps est soluble dans l'eau, il faut employer l'alcool, l'huile de térébenthine, et procéder comme ci-dessus.

Les corps solides qui nagent sur l'eau, doivent être lestés par un corps plus pesant dont le *poids* est connu. On pèse d'abord le corps à l'air et on l'introduit ensuite dans un vase percé, couvert de plomb, et on pèse dans l'eau. On déduit le *poids* du corps pesant de celui du corps léger, et on ajoute le reste de celui-ci au *poids* qu'il pesoit à l'air; cette somme donne le *poids* d'une quantité d'eau, dont le volume est égal au corps léger. Avec cette somme on divise enfin le *poids* qu'avoit le corps léger à l'air, le quotient indiquera sa pesanteur spécifique. Supposons qu'un morceau de liége pèse à l'air 300 grains, que le corps pesant qui sert à le lester pèse 900 grains; les deux corps réunis, plongés dans l'eau, pèsent 80 grains, par conséquent leur *poids* sera de 820 grains de moins que le corps pesant à lui seul. On ajoute ces 820 grains aux 300 grains (*poids* du liége à l'air), on aura 1120; avec ce nombre on divise dans 300: le quotient sera 0,26 qui exprime la pesanteur spécifique du liége.

On détermine la pesanteur spécifique des liquides en ajustant au crochet de la balance hydrostatique une masse de verre ou d'ivoire d'une forme quelconque; on l'enfonce



dans le liquide, et on note la perte du *poids* que la masse éprouve. On divise ce *poids* avec celui qui provient de la perte que le corps éprouve dans l'eau distillée; le quotient sera la pesanteur spécifique du liquide. Que le corps plongé dans l'alcool perde 60 grains, et l'eau distillée 70 grains, on aura pour pesanteur spécifique $\frac{60}{70}$ — 0,857.

Tous ces procédés reposent sur ce principe, qu'un corps, plongé dans un liquide, perd autant de son *poids* que pèse une quantité de ce liquide occupant le même volume.

Pour que les expériences soient comparables, il faut avoir de l'eau d'une pesanteur spécifique constante; pour cet effet on doit employer de l'eau distillée ou de l'eau de pluie; et sa température doit être toujours à peu près la même. Brisson, dans ses pesées, a pris pour base 14 degr. Réaum. *Voyez* Aréomètre.

Le chimiste peut être assuré de la justesse de ses travaux si le *poids* des produits d'un corps analysé coïncide rigoureusement avec le produit du corps employé. Le *poids* est la comparaison qui doit guider toutes les opérations chimiques. Le chimiste moderne se distingue par la rigueur avec laquelle il tend à vérifier le *poids* des produits d'un corps analysé.

Presque toujours il importe que les corps que l'on veut faire agir les uns sur les autres, se trouvent dans une proportion donnée, but que l'on ne peut atteindre que par la balance, et qui est toujours préférable à la mesure.

Il seroit d'un grand intérêt pour les sciences que tous les savants employassent le même *poids* et la même mesure. Si parfois des relations politiques séparent les nations et mettent des entraves à leurs rapports, aucune difficulté ne doit exister entre les savants; ils appartiennent tous à un seul empire, à l'empire de la vérité.

Que d'obstacles pour le physicien qui veut comparer ses résultats avec ceux de l'étranger! Il est toujours obligé de faire des réductions de *poids*, etc. Il seroit donc très-avantageux d'introduire partout la division décimale; les réductions se feroient avec bien plus de facilité.

Les chimistes d'Allemagne se servent ordinairement du *poids médicinal de Nuremberg*, adopté en Prusse comme *poids médicinal normal*.

La livre qui, d'après *Eytelwein*, pèse 100224 *richtpfening*, est divisée en 12 onces, l'once en 8 gros, le gros en 3 scrupules, et le scrupule en 20 grains. La table suivante en donne un aperçu.

Division du poids médicinal.

livre.	onces.	gros.	scrupules.	grains.	richtpfennin.
1	12	96	288	5760	100224
	1	8	24	480	8352
		1	3	60	1044
			1	20	348
				1	$17\frac{2}{5}$

L'ancienne livre pharmaceutique de France de 12 onces, pèse davantage que la livre d'Allemagne; cette dernière est de 11 onces 5 gros 37 grains, d'après l'ancien *poids* des pharmaciens français. Ils divisent encore le gros en 72 grains. Le *poids* médicinal d'Allemagne est plus léger que celui d'Angleterre de 3 gros 2 scrupules 13 $\frac{91}{105}$ de grain, mais plus pesant que celui de Suède de 1 scrupule $18\frac{76}{105}$ de grains.

Dans beaucoup de cas on compte aussi d'après le *poids* de marc de Cologne. Ce *poids* est le plus ancien de l'Allemagne; son origine date du milieu du 12e siècle. Dans toute l'Allemagne il est déterminé comme *poids* normal pour les monnaies; il est aussi en usage comme *poids* d'or et d'argent; d'après lui, on divise la livre en 2 marcs, le marc en 8 onces ou en 16 loths, l'once en 2 loths, 1 loth en 4 gros, le gros en 4 fenings, le fening en 2 deniers (heller) ou en 17 eschen, ou en 19 as, ou bien en 256 richtpfenning.

Division du poids de marc de Cologne.

liv.	marcs.	onces.	loth.	gros.	fenin.	grains.	eschen.	as.	richtpfenn.
1	2	16	32	128.	512.	7680.	8704.	9728.	131072
	1	8	16	64.	256.	3840.	4352.	4864.	65536
		1	2	8.	32.	480.	544.	608.	8192
			1	4.	16.	240.	272.	304.	4096
				1.	4.	60.	68.	76.	1024
					1.	15.	17.	19.	256
						1.	$1\frac{2}{15}$.	$1\frac{4}{15}$.	$14\frac{1}{15}$
							1.	$1\frac{2}{17}$.	$15\frac{1}{17}$
								1.	$13\frac{1}{19}$

Si l'on compare le *poids* médicinal avec celui de Cologne, on trouve que la livre du premier est de 30,848 richtpfenning plus léger qu'une livre de *poids* de Cologne. Cinq grains de *poids* médicinal correspondent à 87 richtpfenning de Cologne.

Les tables suivantes renferment les divisions du *poids* de Troy de Hollande, de France et d'Angleterre.

Division du poids de Troy ou de monnoie de Hollande.

marc.	onces.	engels.	as.	richtpfenning.
1.........	8.........	160....	5120.	58985,264
	1.........	20....	640..	8623,158
		1....	32...	431,158
			1....	13,474

Division du poids de Troy anglais ou de monnoie. Troy Wheight.

pound.	ounces.	penny wheigths.	grains.	richtpfenning.
1.........	12..........	240..........	5760....	94537,7096
	1..........	20..........	480....	8711,4758
		1..........	24....	435,573
			1....	18,149

Division du poids de Troy français.

POIDS DE MARC FRANÇAIS.

marc.	onces.	gros.	grains.	richtpfenning.
1......	8......	64.....	4608....	68682,88
	1......	8.....	576....	8575,36
		1.....	72....	1071,92
			1....	44,663

Le *poids* anglais, dit ordinairement *avoir du poize*, est au *poids* de troy comme 7004,5 est à 5760.

Le nouveau *poids* français est réglé d'après la mesure générale du mètre, dont la longueur est de $\frac{1}{10000000}$ du cercle du méridien de France, ou de la distance entre l'équateur et le pôle nord. Le mètre est, d'après l'ancienne mesure de France, 3 pieds 11,44 de lignes. Le *poids* d'un cube d'eau pure, dont les lignes latérales sont $\frac{1}{100}$ du

mètre, donne comme unité de *poids* le gramme. Dix grammes forment un décagramme, 100 font un hectogramme, 1000 un kilogramme, et 10,000 un myriagramme. La dixième partie du gramme est le décigramme; la 100ᵉ partie 1 centigramme, et la 1000ᵉ partie le milligramme.

	grains du poids médicinal de Nuremberg.	richtpfenning.
1 gramme contient . . .	16,0906 .	. 280,6
1 décagramme	160,986 .	. 2806
1 hectogramme	1609,86 .	. 28060
1 kilogramme.	16098,6 .	. 280600
1 myriagramme	160986 .	. 2806000

Sous-division des grammes.

1 décigramme.	1,60986 .	. 28,06
1 centigramme	0,160986 .	2,806
1 milligramme	0,0160986.	0,2806

On pèse ordinairement l'or et l'argent d'après le *poids* de marc de Cologne. Pour l'or, on divise le marc en 24 karats, et le karat en 12 grains. Le marc contient, d'après cela, 288 *graens* qu'il ne faut pas confondre avec des grains. En France, on divise le karat en 32 parties.

En poids de marc de Cologne.

1 marc pèse	65536	richtpfenning.
1 karat.	2730 $\frac{2}{3}$	
1 graen	227 $\frac{5}{9}$	

Pour l'argent, on divise le marc en 16 loths, le loth en 18 grains, et le grain en 4 quarts.

1 marc pèse	65536	richtpfenning.
1 loth	4096	
1 grain.	227 $\frac{5}{9}$	
$\frac{1}{4}$ de grain.	56 $\frac{8}{9}$	

Pour peser les bijoux, on emploie le *poids* d'Angleterre et de Hollande, qui ne diffèrent cependant pas beaucoup l'un de l'autre. Soixante-quatre karats de *poids* de Hollande pèsent 5 richtpfenning de plus qu'une quantité semblable de *poids* d'Angleterre. Le dernier est adopté en Prusse par les joailliers.

Le karat anglais, ou de Berlin, pour les bijoux est de $7\frac{5}{8}$ richtpfenning. On divise le karat en $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{4}$, $\frac{1}{8}$, $\frac{1}{16}$, $\frac{1}{32}$ et $\frac{1}{64}$. On y compte encore 4 graens.

Le *poids* d'essai (probirgewicht) est un *poids réduit* qui sert dans la recherche de la qualité des mines en petit. On divise ordinairement un grain de *poids* de marc de Cologne (que l'on appelle *quintal d'essai*, probircentner) en 100 parties que l'on appelle *livres*, et on divise la livre en 32 parties que l'on appelle *loths*, tels que

quintal.	livres.	loth.	richtpfenning.	
1... =	100..	00.. =	1024.......	ou 1 gros.
$\frac{1}{2}$... =	50..	00.. =	512.......	ou $\frac{1}{2}$ gros.
$\frac{1}{4}$... =	25..	00.. =	256	
	16..	00.. =	$163\frac{21}{25}$	
	8..	00.. =	$81\frac{23}{25}$	
	4..	00.. =	$40\frac{24}{25}$	
	2..	00.. =	$20\frac{12}{25}$	
	1..	00.. =	$10\frac{6}{25}$	
	$\frac{1}{4}$..	16.. =	$5\frac{3}{25}$	
		8.. =	$2\frac{14}{25}$	
		4.. =	$1\frac{7}{25}$	
		2.. =	$\frac{16}{25}$	
		1.. =	$\frac{8}{25}$	

Pour l'essai de l'or on a un marc, *poids réduit*, dont le *poids* est de 120 richtpfennings avec les sous-divisions, tels que

marc.	karat.	graen.	richtpfenning.
1... =	24...	00... =	128
$\frac{1}{2}$... =	12...	00... =	64
$\frac{1}{4}$... =	6...	00... =	32

marc.		karat.	graen.		richtpfenning.
$\frac{1}{8}$...	=	3...	00...	=	16
		2...	00...	=	$10\frac{2}{3}$
		1 =	12...	=	$5\frac{1}{3}$
		$\frac{1}{2}$ =	6...	=	$2\frac{2}{3}$
		$\frac{1}{4}$ =	3...	=	$1\frac{1}{3}$
			2...	=	$\frac{8}{9}$
			1...	=	$\frac{4}{9}$
			$\frac{1}{2}$...	=	$\frac{2}{9}$
			$\frac{1}{4}$...	=	$\frac{1}{9}$

Pour l'argent on prend le marc, *poids réduit*, pour 256 ou de 162 richtpfenning. L'on a de ce *poids*

marc.		loth.	graen.		richtpfenning	ou richtpfenning.
1...	=	16...	00...	=	256..........	162
$\frac{1}{2}$...	=	8...	00...	=	128..........	81
$\frac{1}{4}$...	=	4...	00...	=	64..........	$41\frac{1}{2}$
$\frac{1}{8}$...	=	2...	00...	=	32..........	$20\frac{1}{4}$
		1 =	18...	=	16..........	$10\frac{1}{8}$
		$\frac{1}{2}$ =	9...	=	8..........	$5\frac{1}{16}$
		$\frac{1}{3}$ =	6...	=	$5\frac{1}{3}$........	$3\frac{3}{8}$
			3...	=	$2\frac{2}{3}$........	$1\frac{11}{16}$
			2...	=	$1\frac{7}{9}$........	$1\frac{1}{8}$
			1...	=	$\frac{8}{9}$........	$\frac{9}{16}$
			$\frac{1}{2}$...	=	$\frac{4}{9}$........	$\frac{9}{32}$
			..	=	$\frac{2}{9}$........	$\frac{9}{64}$

Voyez *Eytelwein* Comparaison des Poids en Prusse; Berlin, 1798. Instruction sur les Mesures et Poids nouveaux; *Brisson* et la Physique d'Haüy, p. 34.

POILS. *Voyez* CHEVEUX.

POLIRSCHIFER. Silex schistus politorius. *Polirschifer.* Ce fossile vient du Kritschelberg, près de Bilin en Bohême. On le trouve toujours dans des couches secondaires.

Sa cassure est en lames minces schisteuses ; il est tendre, très-fragile, colore un peu les doigts. Il happe foiblement à la langue.

Il consiste en parties terreuses fines ; il est mat et opaque, se casse entre les doigts, attaque foiblement les métaux, et sert à les polir, d'où lui vient le nom de *tripoli d'argent*.

Il est ordinairement plus ou moins blanc. Cent parties en absorbent 117 d'eau dans un espace de 24 heures ; il se sépare ensuite en lames minces, mais il ne devient pas pulvérulent comme l'argile. Etant imbibé d'eau, sa pesanteur spécifique est de 1,909 à 1,911 ; avant l'imbibition elle n'est que de 0,590 à 0,606. Au commencement il surnage l'eau. Il est infusible.

D'après Bucholz, ce fossile est composé de

Silice	79
Chaux	1
Alumine	1
Oxide de fer	4
Eau	14
	99

POMMES. *Voyez* Acide malique.

POMMES DE TERRE. Radises solani tuberosi. *Kartoffeln.*

La plante *solanum tuberosum*, qui fournit les *pommes de terre*, est venue d'Amérique, et surtout du Pérou. On dit qu'elle est connue en Europe depuis 200 ans. En Allemagne on la connoît depuis 1716.

Pearson est le premier qui ait donné une analyse des *pommes de terre*. Il s'est servi pour ses expériences des *pommes de terre* réniformes (kidney patatoes) ; il y trouva 0,68 à 72 d'humidité et 0,28 à 32 de farine. Cette farine étoit composée de 0,17 de fécule, de 8 à 9 de fibrine, de 5 à 6 d'extractif et de mucilage soluble dans l'eau froide. Mille grains de *pommes de terre* lui donnèrent 15 grains de cendres qui contenoient à peu près 0,75 de carbonate

de potasse. Dans les *pommes de terre* fraîches il remarqua un acide dont il n'a pas déterminé la nature.

Einhof en a publié une analyse plus exacte.

Cent parties de *pommes de terre* coupées en petits morceaux minces, ont été desséchées à l'étuve; il resta 25 de substance sèche. Ce résidu étoit composé de fécule, d'albumine végétale, de mucilage et de fibre : cette dernière se comportoit presque comme la fécule.

La proportion de 4 onces de cette substance sèche, provenant de 16 onces de *pommes de terre*, étoit :

	gros,	grains.
Fécule	19	13
Albumine	1	47
Mucilage	5	12
Fibre un peu analogue à la fécule.	9	

Le liquide, qui fait 0,75 des *pommes de terre*, est un peu acide. Les réactifs ont démontré dans cette liqueur la présence des acides sulfurique, phosphorique, muriatique, carbonique et tartarique.

Par une longue trituration et par des lavages, Einhof prétend avoir converti la fibre en fécule.

Quatre onces de *pommes de terre* desséchées donnèrent 99 grains de cendre composée de 64 grains de potasse combinée avec les acides phosphorique, sulfurique et muriatique, et de 35 grains de terre et d'oxides métalliques composés de silice, de chaux, d'alumine, de magnésie, d'oxide de manganèse et de fer.

Les parties solides dans les *pommes de terre* ont donné le résultat suivant :

	100 PARTIES contiennent de substances solides :	DANS SEIZE ONCES :				
		FÉCULE.		FIBRE.		ALBUMINE.
		gros.	grains.	gros.	grains.	grains.
Pommes de terre grasses pour les bestiaux	22	16	30	7	4	55
Pommes de terre réniformes. . .	$18\frac{2}{3}$	11	40	11	20	66
Pommes de terre sucrées.	$25\frac{1}{3}$	19	20	13	30	64

Le changement que subissent les *pommes de terre* par l'ébullition, consiste en une combinaison intime de la fécule, de l'albumine et de la fibre, ce qui rend la première et la dernière substance absolument insolubles dans l'eau chaude. L'albumine paroît être la cause de ce phénomène ; par sa coagulation, la fécule et la fibre se trouvent tellement enveloppées, que l'eau n'y a plus d'action.

On sait que la *pomme de terre* acquiert une saveur plus sucrée à une température basse; il faut pour cela que le froid ne soit pas trop vif. Pendant la formation du sucre, les *pommes de terre* ont une température plus élevée que celle de l'air environnant. La saveur sucrée des *pommes de terre* augmente lorsqu'on les expose alternativement à une température de 1 à 2° au-dessous de o, à 8-12° au-dessus de o. Dans les *pommes de terre* ainsi sucrées, Einhof trouva les mêmes quantités de fécule, de fibre et d'albumine : le suc s'étoit donc formé aux dépens du mucilage.

Pfaff a publié depuis une analyse de différentes variétés de *pommes de terre*. Il les a râpées et lavées sur un tamis jusqu'à ce que l'eau n'en coulât plus laiteuse. La fibre restée sur le tamis, et la fécule qui s'étoit déposée dans l'eau de lavage, ont été desséchées au feu. L'eau de lavage a été mise en évaporation pour coaguler l'albumine et pour estimer la quantité de mucilage.

Pfaff a fait l'analyse d'un grand nombre de variétés de *pommes de terre;* nous ne citerons ici que le résultat qu'ont donné les *pommes de terre* ordinaires réniformes.

Eau,	Fécule,	Fibre,	Mucilage,	Albumine,
80	9	6	6	0,4

Ce que l'auteur appelle *mucilage*, comprend toutes les parties solubles dans l'eau froide que l'on fait évaporer à consistance d'extrait, qui renferme en conséquence de l'acide libre et quelques sels.

Pfaff y a trouvé, comme Einhof, de l'acide phosphorique et de l'acide tartarique. Les *pommes de terre* violettes qui renferment un mucilage plus sucré, contiennent moins de ces acides.

Parmi les sels, on a trouvé dans les *pommes de terre* du phosphate et du muriate de chaux, du sulfate et du muriate de potasse.

La pelure de toutes les *pommes de terre* contient une petite quantité de tannin analogue à celui que Vauquelin a retiré du kino, de la rhubarbe et du quinquina, et que Pfaff a trouvé dans la plupart des écorces.

Le préjugé que les *pommes de terre* jaunes sont nuisibles à l'économie animale, se trouve détruit par l'analyse de Pfaff : les parties constituantes sont les mêmes.

Les *pommes de terre* servent de nourriture à l'homme et aux animaux. On en retire la fécule, et on les emploie à la fabrication de l'eau-de-vie.

POMPHOLYX. *Voyez* ZINC.

PORCELAINE. *Voyez* POTERIE.

PORPHYRE. Les roches cornéennes et autres (Haüy), connues sous le nom de *porphyre*, diffèrent des granits en ce qu'on y remarque une espèce de ciment qui sert à lier de petits cristaux, de manière cependant que le ciment n'est pas venu, comme après coup, saisir ces cristaux déjà formés, mais que le tout a été encore produit comme d'un même jet. Ainsi, dans l'opinion que l'auteur suit ici,

à mesure que la matière du ciment se déposoit par l'effet d'une agrégation très-confuse, semblable à celle qui a lieu dans les eaux-mères des dissolutious salines, elle enveloppoit de petits cristaux auxquels une matière plus pure que celle du ciment donnoit naissance dans le même instant, et c'est en quoi le *porphyre* est distingué des poudings et des breches.

On emploie le *porphyre* poli pour y broyer diverses substances que l'on veut réduire en poudre très-fine : c'est ce qui s'appelle *porphyriser*.

POTASSE. Kali causticum, Alcali vegetabile fixum. *Kali*, *Potasche*.

On croyoit autrefois que la *potasse* appartenoit exclusivement au règne végétal, d'où lui vient sa dénomination; mais on sait aujourd'hui qu'elle existe dans les trois règnes de la uature. Ou la trouve dans plusieurs humeurs animales. Klaproth l'a découverte dans les miuéraux, ce qui a été confirmé par Vauquelin et par d'autres chimistes.

Cet alcali se trouve cepeudant en abondance dans le règne végétal, et presque tous les végétaux, excepté ceux qui croissent dans un terrain pénétré de muriate de soude, en contiennent une quautité plus ou moins considérable.

La principale source d'où l'on retire la *potasse* est la cendre de bois.

Dans les grandes forêts éloignées de villes peuplées et de rivières navigables pour débiter le bois, on le brûle à dessein pour retirer la *potasse* de la cendre. On fait cette combustion sur le sol, près de l'endroit où se trouvent les arbres, ou dans des fours à grilles serrées pour que le charbon ne tombe pas à travers avec la cendre.

Plusieurs arbrisseaux et plantes peuvent être brûlés avec avantage pour en retirer la *potasse*, telles que l'*erigeron canadense* (*voyez* un mémoire de Bouillon-Lagrange, Journal de Pharmacie, in-4°), l'absinthe, les tiges du tabac, la paille de sarrasin, les châtaignes, etc.

Le procédé pour lessiver les cendres varie dans les différentes fabriques; les uns lessivent à l'eau froide, les autres à l'eau chaude. Les premiers ont besoin d'une plus

grande quantité d'eau, et l'opération exige plus de temps. Le mode par l'eau chaude est cependant plus expéditif.

On divise la cendre dans des vaisseaux de bois, et on la comprime; on y verse de l'eau jusqu'à ce que celle-ci surnage. Au bout de quelques heures on la laisse couler par un robinet pratiqué au fond du vaisseau.

Par une première lessive, toute la *potasse* n'est pas enlevée par l'eau; on la retire en employant une lessive foible.

La lessive à évaporer doit porter un œuf; elle doit avoir une pesanteur spécifique de 1,100 ou de 12 à 15 degrés à l'aréomètre de Baumé. On fait l'évaporation dans des chaudières de fonte, arrondies de 3 à 5 pieds de diamètre et de 18 à 20 pouces de profondeur; plus de profondeur seroit nuisible à l'opération. On place 3 à 5 de ces chaudières sur le même foyer.

Près du fourneau doit être un réservoir rempli de lessive chauffée par le même feu. De ce réservoir on fait passer de temps en temps de nouvelle liqueur dans la chaudière, à mesure que la lessive s'évapore. On amène la lessive près du point d'ébullition, mais on ne fait pas bouillir complètement; dans ce cas, le liquide jaillit et les vapeurs entraînent beaucoup de *potasse*.

Lorsque la *potasse* commence à se déposer, et qu'elle passe à l'état solide, on n'ajoute plus de nouvelle lessive, et par une chaleur douce on fait évaporer à siccité. On enlève aussi de temps en temps la *potasse* solidifiée avec une écumoire, pour que l'ébullition puisse continuer sans interruption. On fait dessécher la *potasse* puisée dans un tonneau. Dans cet état les fabricants l'appellent *potasse brute* ou *flux rouge*.

La *potasse* brute (*salin*), a une couleur plus ou moins brune, ce qui provient de parties végétales incomplètement carbonisées qui communiquent une huile empyreumatique à la *potasse*.

Pour détruire cette matière colorante, on fait calciner la *potasse* dans un fourneau de réverbère dont la voûte, comprimée du milieu, est éloignée de 14 à 16 pouces du foyer; on lui donne ordinairement une longueur de 10 à

11 pieds sur une largeur de 6 à 8 pieds. Le foyer se trouve de quelques pouces au-dessus de la couche de *potasse*. La cheminée est pratiquée à l'extrémité opposée du fourneau pour que la flamme ne passe pas par-dessus la *potasse*. Il y a deux ouvertures sur les côtés latéraux, qui servent à introduire le *salin*, à le remuer, et à enlever la *potasse* calcinée.

Schluter donne la description d'un fourneau de 6 pieds carrés, à 3 réservoirs, dont 2 servent à recevoir le bois, et on place la *potasse* au milieu. *Voyez* la Technologie de Beckmann, 1796, t. 429.

Après avoir chauffé le fourneau, on y met la *potasse*, que l'on étend avec des pelles de fer. On commence par donner une douce chaleur pour évaporer l'humidité. On fait rougir ensuite la *potasse* jusqu'à ce qu'elle devienne blanche, en la remuant souvent : on la retire ensuite avec des râbles de fer, et on y remet du salin.

Il ne faut pas pousser la chaleur pour faire fondre la masse; dans ce cas, elle perd trop d'acide carbonique et devient caustique; il reste de plus, dans la matière agglutinée, quelques parties de salin, et les substances carbonées convertissent le sulfate en sulfure de *potasse*. Par la calcination, le salin perd 0,10 à 25. Après le refroidissement on emballe la *potasse* dans des tonneaux que l'on conserve dans un endroit sec.

Autrefois on calcinoit le salin dans des pots, d'où lui vient probablement le nom de *potasse* (cendre de pot).

Lorsque la *potasse* est convenablement calcinée, elle est légère, ayant à la surface des taches bleues, blanches ou vertes, ce qui provient d'une quantité d'oxide de manganèse. Sa cassure est blanche; elle a une saveur âcre, caustique : à l'air elle se convertit en une masse pâteuse, et se dissout facilement dans l'eau.

Elle contient plusieurs sels et quelques autres substances; mais cela varie beaucoup dans les différentes *potasses*. On la falsifie même quelquefois à dessein, en la faisant calciner avec du sable. Dans le commerce, on distingue plusieurs espèces de *potasse*, la *potasse perlasse*, qui est très-estimée et qui vient d'Angleterre; une autre qua-

lité assez pure est la *potasse* de Waid (1), qui est surtout recherchée par les teinturiers.

La *potasse* qui vient de l'Europe septentrionale passe par Dantzick, et on lui a donné le nom de *potasse de Dantzick*.

Il importe à l'artiste de connoître la quantité de *potasse* réelle dans une *potasse* du commerce. Il ne suffit pas pour cela de la dissoudre dans l'eau et d'établir la pesanteur spécifique de la dissolution. Vauquelin a démontré qu'une *potasse* pauvre en alcali peut donner une dissolution plus dense qu'une *potasse* riche en alcali.

Ce chimiste recommande l'acide nitrique pour l'essai de la *potasse*.

On commence par déterminer la quantité de *potasse* pure nécessaire pour neutraliser un poids donné d'acide nitrique. On sature ensuite la *potasse* à examiner avec l'acide nitrique de la même concentration, et par la quantité de l'acide nécessaire on reconnoît la *potasse* réelle qui existe dans une *potasse* du commerce. Au lieu d'acide nitrique on peut employer avec le même succès l'acide muriatique ou acétique.

Pour déterminer la quantité de sulfate et de muriate, après avoir trouvé la *potasse* réelle par l'acide nitrique, on décompose le sulfate de *potasse* par le nitrate de barite et par le nitrate d'argent. On reconnoît ainsi la quantité de muriate.

Par ce procédé, Vauquelin a déterminé les parties constituantes de plusieurs espèces de *potasse* du commerce. Il a employé de chacune d'elles 1152 parties.

---

(1) On entend en Allemagne par waidasche, une cendre de bois sur laquelle on a fait évaporer une lessive de cendre, le tout calciné et vitrifié. Cette matière est bien moins soluble dans l'eau que toute autre *potasse*.
(*Note des Traducteurs.*)

ESPÈCES DE POTASSE.	POTASSE réelle.	SULFATE de POTASSE.	MURIATE de POTASSE.	RÉSIDU insoluble.	ACIDE carbonique et EAU.
Potasse de Russie........	772	65	5	56	254
— d'Amérique.	857	154	20	2	119
— Perlasse.........	754	80	4	6	308
— de Trèves.....	720	165	44	24	199
— de Dantzick.	603	152	14	79	304
— des Vôges....	444	148	222	34	304

Welther a indiqué pour essayer les *potasses* un procédé aussi simple qu'exact. Il verse dans un cylindre une mesure de dissolution de *potasse;* il y mêle de l'acide sulfurique jusqu'à ce que la liqueur rougisse foiblement le papier bleu de tournesol. La quantité d'acide sulfurique employée indique la bonté de la *potasse*.

Descroizilles l'aîné a imaginé un instrument commode pour déterminer, au moyen de l'acide sulfurique, la *potasse* réelle contenue dans une *potasse* du commerce. *Voyez* Bulletin de la Société d'Encouragement, décemb. 1806, p. 140 (1).

---

(1) Nous avons déjà indiqué à l'article ALCALIMÈTRE, que Descroizilles emploie de l'acide sulfurique pour l'essai des alcalis. Nous allons placer ici la gravure et la description de cet instrument.

DESCRIPTION DE L'ALCALIMETRE.

Il faut d'abord se procurer l'instrument que j'appelle *alcalimètre*, et dont voici la description : c'est un tube de verre, de vingt à vingt-cinq centimètres (ou 8 à 9 pouces) de longueur, et de quatorze à seize millimètres (ou 7 à 8 lignes) de diamètre. Il est fermé par un bout, l'autre se termine en une espèce de petit entonnoir à bec *a*, adhérant au tube par un col de cinq millimètres (ou 2 lignes et demie) à peu près d'ouverture. Sur l'épaule qui soutient ce col est un trou *b*, pour la sortie et la rentrée de l'air. La *figure* 3, ci-jointe, est une coupe verticale de cet instrument, montée sur son support *c*, dans lequel il est mastiqué solidement, au moyen de l'espèce de scellement *d*, qui a été réservé, à ce dessein, à l'extrémité inférieure du tube. Pour faciliter le transport de cet

On obtient une *potasse* plus pure par l'incinération de la lie de vin (cendres gravelées). Ces fabriques ne peuvent exister que dans les pays où l'on fait beaucoup de vin. Dans tous les départements méridionaux il n'y en a qu'une seule à *Cette*.

---

instrument, il est garni d'une espèce d'étui sans fond en fer-blanc, ayant un couvercle *e;* l'autre partie *f*, étant, comme la première, indiquée par des lignes ponctuées, est un tube ouvert par les deux bouts, et sur lequel, pour fixer le couvercle, il y a un renflement en *gg*.

L'alcalimètre doit pouvoir contenir aisément 38 grammes, ou 76 demi-grammes de la liqueur qui va être décrite. Je dis 76 demi-grammes, parce que chaque division, ou degré, qu'on trace ensuite sur l'instrument, représente 1 demi-gramme de cette liqueur, qu'il importe de bien doser ainsi qu'il suit.

Liqueur alcalimétrique.

Ayez de l'acide sulfurique concentré ou huile de vitriol du commerce, à 66 degrés du pèse-liqueur de M. Baumé, qui doivent répondre à 84 *centièmes de pesanteur hydro-majeure;* mettez ensuite en équilibre, dans une bonne balance, ou d'étain, et versez-y exactement un poids quelconque de l'acide ci-dessus, soit un hectogramme; ajoutez-y, et avec précaution, à cause du calorique qui se dégage, 9 hectogrammes d'eau pure, puis remuez bien, avec une cuiller, pour opérer le mélange; mettez-le dans une bouteille que vous boucherez, pour qu'il ne survienne aucune altération, ni par la poussière, ni par l'évaporation.

Graduation de l'alcalimètre.

C'est par des poids donnés de cette liqueur qu'on gradue l'alcalimètre; voici la manière de fixer cette graduation : mettez l'instrument en parfait équilibre dans une balance, et introduisez-y bien exactement 2 grammes ou 4 demi-grammes de la liqueur d'épreuve; placez ensuite le tube dans la position verticale, et marquez le niveau par un petit trait, avec la pointe d'un diamant; versez de nouveau, et en une seule fois, 36 grammes, ou 72 demi-grammes de la liqueur, et marquez encore ce niveau par un trait; après cela, videz l'instrument et tirez d'un trait à l'autre 4 lignes verticales parallèles, et formant trois espaces d'environ 2 millimètres (ou 1 ligne) entre chacune; marquez aux deux extrémités 2 petites lignes transversales, faisant angle droit avec les 4 autres; puis écrivez 0 à la partie supérieure, et 72 à la partie inférieure; versez ensuite de la liqueur dans le tube, jusqu'au point marqué 72; puis mettez de nouveau l'instrument en équilibre, et introduisez-y, l'un après l'autre, 71 demi-grammes de la liqueur d'épreuve, ayant soin de marquer chaque fois, un point dans l'échelle du milieu; cela étant achevé, tracez régulièrement, de 4 en 4 points, des lignes en travers les trois échelles; puis tracez de même sur tous les autres points, des lignes à travers l'échelle du milieu seulement; gravez, après cela, d'un côté et vis-à-vis de chaque division de 4, les chiffres 4, 8, 12, 16, 20, 24, 28, 32, 36, 40, 44, 48, 52, 56, 60, 64, 68 et 72: la *figure* ci-jointe de l'alcalimètre rendra cette description plus intelligible. *Voyez* Annal. de Chim., t. 60. (*Note des Traducteurs.*)

On enlève l'humidité à la lie de vin par l'expression, ou bien en l'exposant au soleil; dans le premier cas, le liquide exprimé sert à faire du vinaigre ou de l'eau-de-vie. On forme avec la lie exprimée des gâteaux que l'on fait dessécher jusqu'à ce qu'ils deviennent cassants.

Dans cet état on les met dans des fours allumés de fagots : les gâteaux s'enflamment; on y ajoute de nouveaux gâteaux jusqu'à ce que le fourneau soit rempli d'une masse blanche spongieuse. On laisse refroidir le fourneau; la masse devient verdâtre mêlée de bleu.

Pour que la cendre gravelée soit bonne, il faut que la combustion ait été complète; elle ne doit point avoir des points noirs dans la cassure : sans cela elle communique une couleur jaune à l'eau, et rend la couleur de l'indigo verdâtre.

Sa saveur est très-vive et brûlante; elle se dissout presqu'entièrement dans l'eau. Elle passe dans le commerce pour la *potasse* la plus pure; aussi la préfère-t-on dans quelques opérations délicates de teinture. D'après l'analyse de Chaptal, elle ne contient que $\frac{1}{16}$ de parties étrangères consistant en sulfate de *potasse*, en carbonate de magnésie et un peu d'alumine.

On peut obtenir aussi une *potasse* pure en faisant détonner dans un vase de fer un mélange de 10 parties de nitrate de *potasse* avec 3 parties de charbon en poudre.

Comme la disette de bois devient considérable dans plusieurs pays, on a proposé de retirer la *potasse* du sulfate de *potasse*.

A cet effet on convertit le sulfate, en le faisant rougir avec du charbon, en sulfure, et on essaye à enlever le soufre par le plomb, le fer, par des lavages et par la cristallisation. *Voyez* Annales de Chimie, t. 19, p. 217.

Mais la *potasse* obtenue n'est jamais pure. Fischer a proposé de décomposer le sulfure de *potasse* par l'acide carbonique, ce qui est en effet plus avantageux, selon Dœbereiner.

Dizé fait bouillir la dissolution de sulfure de *potasse* avec l'oxide de plomb ou de manganèse. Il dit l'avoir convertie en carbonate de *potasse* pur.

Selon Dœbereiner, il se forme de l'acide sulfurique par

l'ébullition, et l'oxide de plomb passe à l'état métallique. L'oxide de manganèse ne decompose pas le sulfure alcalin sans une addition de charbon.

Quel que soit le procédé que l'on emploie pour avoir la *potasse*, elle contient toujours une quantité d'acide carbonique. Il s'est passé un laps de temps considérable avant que les chimistes se fussent assurés de la présence de cet acide dans la *potasse*. Black fit voir, en 1756, que la *potasse* calcinée contient toujours de l'acide carbonique, et que cet acide pouvoit lui être enlevé par la chaux.

Pour enlever l'acide carbonique à la *potasse*, on la fait bouillir, d'après Berthollet, avec 1 $\frac{1}{2}$ partie de chaux et 10 parties d'eau; on filtre, et on fait évaporer dans une bassine d'argent jusqu'à consistance de miel. On verse sur la masse évaporée un tiers d'alcool; on fait bouillir pendant 2 minutes, et on renferme la dissolution dans un flacon qui bouche bien.

Le liquide se sépare bientôt en deux couches. La couche inférieure contient les impuretés en partie dissoutes dans l'eau ou en état solide. La couche supérieure est la dissolution de la *potasse* dans l'alcool qui a une couleur brune. On décante la liqueur que l'on fait évaporer rapidement, et on fait fondre ensuite la masse dans un poêlon d'argent. La matière blanche qui reste est la *potasse* pure.

D'après la Pharmacopée de Berlin, on fait bouillir dans une chaudière de fer 2 livres de *potasse* carbonatée avec 3 livres de chaux vive pulvérisée, et une quantité suffisante d'eau. On fait bouillir pendant $\frac{1}{4}$ d'heure; on filtre, et on fait évaporer la liqueur jusqu'à ce qu'elle ait une pesanteur spécifique de 1,33. Dans cet état on la conserve sous le nom de *lessive caustique*.

La *potasse* pure est une substance blanche, fragile, d'une odeur foiblement urineuse. Sa saveur est éminemment âcre et caustique. Elle détruit sur-le-champ le tissu cellulaire et la fibre musculaire. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 1,7085. *Voyez* PIERRE A CAUTÈRE.

Lorsqu'on chauffe la *potasse*, elle entre en fusion. A la

chaleur rouge, elle se boursouffle et se volatilise lentement en vapeur blanche très-âcre.

Exposée à un feu très-violent, elle devient verdâtre, sans subir d'autres changements.

A l'air, elle attire promptement l'humidité et de l'acide carbonique.

L'eau, à la température moyenne, dissout 2 parties de *potasse*. La dissolution est transparente, très-épaisse, et d'une consistance huileuse, ce qui donne la *lessive caustique*.

En faisant évaporer cette lessive jusqu'à consistance convenable, on obtient quelquefois des octaèdres en groupes accumulés qui renferment 0,44 d'eau. Par l'évaporation totale, on aura des lames minces, transparentes, qui se croisent, et qui forment des espèces de cellules. On y trouve mêlés de petits cristaux de carbonate de *potasse* formés pendant l'évaporation.

Lorsque l'on mêle 4 parties de *potasse* en poudre avec 1 partie de neige, le mélange devient liquide et absorbe une grande quantité de calorique.

Le soufre se combine avec la *potasse*. Lorsque l'on triture dans un mortier de verre 3 parties de soufre avec 1 partie de *potasse*, le soufre prend une couleur verte, le mélange s'échauffe, et il se volatilise du gaz hydrogène sulfuré.

Lorsqu'on fait fondre dans un creuset 2 parties de *potasse* avec 1 partie de soufre, on obtient du sulfure de *potasse*. On peut aussi employer du carbonate de *potasse* pour cette opération, car l'acide carbonique se dégage quand la *potasse* s'unit au soufre. On coule la masse foudue sur un marbre, et on conserve le sulfure dans des vaisseaux bien clos.

Le sulfure de *potasse* ainsi obtenu a une couleur brune semblable au foie des animaux, d'où les anciens l'avoient appelé *foie de soufre*, *hepar sulphuris*. A l'air, ce composé prend une couleur verte; il est dur, fragile, et d'une cassure vitreuse. Sa saveur est âcre, amère. Sur la peau, il fait une tache brune; il a une saveur particulière un peu analogue au soufre sublimé.

Lorsque l'on fait griller le sulfure de *potasse* dans des

vaisseaux de terre plats, une partie du soufre se volatilise, mais la plus grande partie se combine avec l'oxigène de l'air, et il se forme du sulfite et du sulfate de *potasse*. Le sulfure de *potasse* verdit les couleurs bleues végétales, et les détruit en peu de temps. Lorsqu'on le fait rougir avec le charbon, il dissout une partie de ce corps combustible. *Fourcroy*, Système de Chimie, t. 2, p. 203.

Dès que le sulfure de *potasse* se trouve en contact avec l'eau, il acquiert des propriétés toutes différentes : il devient vert, et exhale une odeur de gaz hydrogène sulfuré. Dans cette circonstance, l'eau se décompose, une quantité de son oxigène se combine avec le soufre, forme de l'acide sulfurique qui se porte sur la *potasse*. Une autre partie du soufre se combine avec l'hydrogène, forme l'hydrogène sulfuré qui s'unit à la *potasse*. Ce composé est le sulfure hydrogéné de *potasse*. Le soufre ne se dissout dans l'eau, selon Berthollet, qu'en raison de l'hydrogène sulfuré. Une dissolution aqueuse de *potasse* pure n'attaque pas le soufre à froid; mais si elle est combinée auparavant avec l'hydrogène sulfuré, elle dissout le soufre.

La dissolution alcaline dissout le soufre à l'aide de l'ébullition. A cette température, il se forme un peu d'hydrogène sulfuré qui favorise la dissolution.

Lorsqu'on verse un acide dans la dissolution du sulfure de *potasse*, il se dégage du gaz hydrogène sulfuré, et il se précipite du soufre. Les acides nitreux et muriatique oxigéné précipitent une plus grande quantité de soufre; dans ce cas il se dégage peu de gaz hydrogène sulfuré. Il est décomposé par les acides ajoutés.

Quand on verse dans la dissolution du sulfure de *potasse*, de l'acide muriatique en grande quantité, ou bien si l'on verse la dissolution de sulfure en petites quantités dans le même acide, il se dégage peu de gaz hydrogène sulfuré, le soufre se précipite en combinaison avec l'hydrogène sulfuré sous forme d'un fluide huileux appelé par Berthollet *soufre hydrogéné*. *Voyez* les articles Soufre et Hydrogène sulfuré.

Le sulfure de *potasse* exposé à l'air, en absorbe l'oxigène. *Voyez* Eudiométrie.

Nous ne connoissons pas encore de procédé propre à

combiner le phosphore avec la *potasse*. Lorsqu'on chauffe les deux substances avec le contact de l'eau, ce liquide se décompose, le phosphore se convertit en acide phosphorique, et il se dégage du gaz hydrogène phosphoré (1).

Quant à l'action du charbon sur la *potasse*, *voyez* la fin de la note suivante.

Tous les acides se combinent avec la *potasse*. *Voyez* les différents sels.

Les métaux ne contractent pas de combinaison avec la *potasse*; plusieurs très-avides d'oxigène s'oxident cependant dans une dissolution de *potasse* chaude, comme le molybdène, le zinc et le fer (2).

---

(1) *Voyez* la note à l'article HYDROGÈNE PHOSPHORÉ.

(2) L'action du fer sur la *potasse* a présenté à MM. Thenard et Gay-Lussac les phénomènes les plus intéressants.

On prend un canon de fusil très-propre dans son intérieur; on en courbe la partie moyenne et l'un des bouts, de manière à le rendre parallèle à l'autre; on couvre cette partie moyenne qui doit être fortement chauffée d'un lut infusible, et on la remplit de limaille de fer, ou mieux, de tournures de fer bien broyées; puis on dispose le tube en l'inclinant sur un fourneau à réverbère; ensuite on met de l'alcali bien pur dans le bout supérieur, et on adapte une alonge bien sèche, portant un tube bien sec lui-même au bout inférieur. Les proportions de fer et d'alcali qu'on emploie, sont trois parties du premier et deux parties du second; mais on peut les faire varier. L'appareil ainsi disposé, on fait rougir fortement le canon de fusil en excitant la combustion au moyen d'un soufflet de forge ou d'un tuyau de tôle qui détermine une plus vive aspiration. Lorsque le tube est extrêmement rouge, on fond peu à peu l'alcali qui, par ce moyen, est mis successivement en contact avec le fer, et converti presqu'entièrement en métal.

Dans cette opération, il se dégage, en même temps que le métal se volatilise, beaucoup de gaz hydrogène qui, quelquefois, est très-nébuleux, et qui provient de l'eau que contient l'alcali; on est même averti que l'opération touche à sa fin quand le dégagement des gaz cesse. Alors on retire du feu le canon qui n'a nullement souffert, si les luts ont bien tenu, et qui, au contraire, est fondu si les luts se sont détachés; on le laisse refroidir, et on en coupe l'extrémité inférieure près de l'endroit où elle sortoit du fourneau. C'est dans cette extrémité inférieure, et en partie dans l'alonge, qu'on trouve une substance d'une apparence métallique; on l'en retire en la détachant avec une tige de fer tranchante, et la recevant soit dans le naphte, soit dans une petite éprouvette bien sèche. Pour l'obtenir plus pure encore, on la passe au travers d'un nouet de linge dans le naphte même, à l'aide d'une température et d'une pression convenables. Ensuite on réunit en masse celui de la *potasse*, en le comprimant dans un tube de verre et le fondant de nouveau. Mais comme celui de la soude est liquide au-dessus de 0, avant de lui faire subir cette opération, il faut le congeler en le mettant dans

Plusieurs oxides métalliques se dissolvent dans la *potasse*. La dissolution de carbonate ou de l'oxide rouge de plomb dans la *potasse* est précipitée en état métallique par une lame de zinc. La dissolution alcaline de tellure est précipitée par une lame d'étain.

D'autres oxides métalliques perdent une partie d'oxigène par la *potasse*.

Lorsque l'on traite l'oxide rouge de fer par une dissolution de *potasse*, il passe à l'état d'oxide noir. Les oxides suivants se dissolvent dans la *potasse* :

Ceux de plomb, de zinc, d'étain, d'antimoine, de tellure, d'arsenic, de manganèse, de tungsten et de molybdène.

La connoissance de la dissolubilité des oxides métalliques est importante pour l'analyse des minéraux. Vauquelin a employé ce moyen pour séparer le zinc du cuivre dans l'analyse du laiton. *Voyez* cet article.

La *potasse* se combine avec plusieurs terres. La lessive de *potasse* dissout l'alumine et la barite ; la silice se combine avec la *potasse* par la fusion. *Voyez* Verre. La dissolution concentrée de *potasse* attaque même les vaisseaux de terre et de verre.

La *potasse* se combine avec les huiles et avec les graisses pour former des savons qui ont toujours une consistance molle. *Voyez* les articles Huiles et Savon.

Jusqu'à présent on n'est pas parvenu à décomposer la *potasse*, et il faut la considérer comme un corps simple (1).

---

un mélange refroidissant. On peut cependant aussi parvenir à le réunir par une légère agitation. Voilà la substance appelée *métal de potasse*, et de *soude*, quand on l'obtient de cet alcali.

Si au lieu de limaille de fer on met du charbon, comme M. Curaudau l'a indiqué, ces métaux en retiennent une plus ou moins grande quantité. (*Note des Traducteurs.*)

(1) M. Davy a annoncé à la Société royale de Londres, que les alcalis fixes sont des corps composés d'une substance métallique et d'oxigène. Il a placé un morceau de *potasse* dans le circuit d'une forte batterie galvanique ; il a aperçu au point de contact du pôle négatif un petit globule brillant, semblable à un globule de mercure. Cette substance est la base de la *potasse*. Elle a présenté à M. Davy les propriétés suivantes : son attraction pour l'oxigène est si puissante, que l'air la rétablit promptement en état de *potasse*. Si l'on met de l'eau dessus, le globule brûle et s'oxide à l'instant avec flamme. La *potasse* se trouve oxigénée par-là ;

Van Mons croyoit l'avoir décomposée en azote et hydrogène, opinion qu'adopta Curaudau. Osburg veut l'avoir convertie en chaux par des calcinations réitérées. Guyton et Desormes la déclarèrent pour un composé d'hydrogène et de chaux. Fourcroy l'a supposée composée d'azote et de chaux. Toutes ces conjectures ont besoin de confirmation. Il paroît au reste que la *potasse* se forme dans l'acte de l'organisation, ce qui fait penser qu'elle est un corps composé.

Les usages de la *potasse* sont extrêmement multipliés. Elle sert dans la lessive, dans le blanchiment, dans la teinture, dans la verrerie et dans l'art de guérir.

POTASSIUM (1).

POTERIES. Vasa figulina. *Tœpferwaare.*

L'on peut diviser toutes les *poteries* :

1° En *poteries* communes et sans vernis, comme les briques, les formes des raffineurs de sucre, les pots à fleurs rouges très-communs en Allemagne, les carreaux

---

cette substance est solide et malléable à la température de 40 degrés de Fahrenheit; elle s'unit au phosphore et au soufre; elle forme des alliages avec les différents métaux et le mercure. Elle se combine avec les alcalis; mais les sels qu'elle forme sont semblables à ceux dont la *potasse* est la base. Sa pesanteur spécifique est 6, l'eau étant 10.

La soude donne, par le même moyen, une substance analogue, quoique différente à quelques égards.

MM. Thenard et Gay-Lussac ont constaté les expériences de M. Davy, par le moyen de la pile de Volta; mais ils sont parvenus à décomposer la *potasse* et la soude, sans le secours de la pile voltaïque : c'est en les traitant par le fer, comme nous l'avons dit ci-dessus, à une haute température. *Voyez* POTASSIUM pour les caractères de cette substance.

(*Note des Traducteurs.*)

(1) Cette substance a un éclat métallique semblable à celui du plomb; on peut la pétrir entre les doigts comme de la cire, et la couper plus facilement que le phosphore le plus pur.

La pesanteur spécifique du *potassium* est de 0,874, celle de l'eau étant 1. Aussitôt qu'on le jette sur l'eau, il s'enflamme et se promène lentement sur ce liquide; lorsque l'inflammation cesse, il se fait ordinairement une petite explosion, et il ne reste dans l'eau que de la potasse caustique très-pure.

Le métal de la potasse se combine très-bien avec le phosphore et le soufre; cette combinaison est si intime, qu'au moment où elle a lieu, il y a un grand dégagement de chaleur et de lumière. Le phosphure projeté dans l'eau, y forme beaucoup de gaz hydrogène phosphoré qui s'enflamme : le sulfure y forme un sulfate et un sulfure hydrogéné.

Il se combine aussi avec un grand nombre de métaux, et surtout avec

de poêle sans vernis, les pipes de terre, les creusets d'Almerode, etc.

2° En *poteries* à cassure terreuse et couverte, transparente comme les marmites et pots communs, la gresserie d'Allemagne et la gresserie commune d'Angleterre, souvent peinte en couleurs.

---

le fer et le mercure. Tandis qu'il rend le fer mou, il donne de la dureté au mercure; et selon que ces alliages contiennent plus ou moins de métal, il décompose l'eau plus ou moins rapidement; tous deux se fondent aisément. Pour obtenir le premier, il faut chauffer assez fortement les deux matières ensemble; mais à peine le métal de la potasse est-il sur le mercure, qu'il s'aplatit, tourne très-rapidement et disparoit. S'il y a beaucoup de mercure, l'alliage est liquide ou mou; si c'est le contraire, il est solide.

A la température ordinaire il brûle vivement dans le gaz oxigène, l'absorbe et se transforme en potasse.

Mis en contact avec l'air atmosphérique, sans élever la température, il prend d'abord une belle couleur bleue; ensuite en l'agitant, il se fond, forme un bain brillant, s'enflamme, absorbe tout l'oxigène de l'air, se convertit en potasse et n'absorbe point d'azote. Ainsi donc il n'a aucune action sur ce dernier gaz.

Il n'en est pas de même sur le gaz hydrogène; il peut, à une haute température, en absorber une quantité remarquable, et le transformer alors en une matière solide d'un gris blanchâtre.

Son action sur les gaz hydrogène phosphoré, sulfuré, arseniqué, est encore plus grande que sur le gaz hydrogène. A une température d'environ 70 degrés, il les décompose, s'empare du phosphore, du soufre, de l'arsenic, et d'une portion de l'hydrogène qu'ils contiennent. La décomposition de l'hydrogène phosphoré a même lieu avec flamme. La portion d'hydrogène non absorbée reste à l'état de gaz.

Sa combustion dans les gaz acide nitreux et acide muriatique oxigéné, est aussi vive que dans le gaz oxigène. Quelquefois pourtant, l'inflammation n'a point lieu de suite: mais cela tient à ce que le métal se recouvre de muriate ou de nitrate de potasse, qui protège le centre contre l'action du gaz; alors il faut remuer la matière et bientôt une vive lumière est produite.

On peut analyser rigoureusement et en un instant le gaz nitreux et le gaz oxide d'azote par le métal de la potasse. Aussitôt, ou presqu'aussitôt que ce métal est fondu et en contact avec ce gaz, il devient bleu, s'enflamme, absorbe tout l'oxigène et laisse l'azote à nu. C'est encore de cette manière qu'il se comporte avec le gaz acide sulfureux, et avec le gaz acide carbonique, et le gaz oxide de carbone provenant de la décomposition du carbonate de barite par le fer; seulement il faut plus élever la température dans toutes ces expériences que dans la précédente: le métal devient bleu, bientôt s'enflamme, et la base du gaz est séparée. Avec le gaz acide sulfureux, on obtient un sulfure de potasse et point de résidu gazeux; avec les gaz acide carbonique et oxide de carbone, on obtient du charbon, de la potasse, et toujours point de résidu gazeux.

L'acide fluorique sec a aussi offert, avec le métal, des phénomènes dignes de la plus grande attention.

A froid, il n'y a aucune action, mais à chaud il y a une inflammation

3° En *faïence*.
4° En *gresserie*.
5° En *porcelaine*.

La *poterie* N° I se fait avec une argile plus ou moins réfractaire, naturellement mêlée de silice, de chaux et d'oxide de fer. Lorsqu'avant la cuisson cette argile est d'un brun jaunâtre très-marqué, on l'appelle *terre glaise* ou *terre grasse* (Lehm.).

Selon l'usage auquel on destine la *poterie* et selon qu'on la veut plus ou moins poreuse après la cuisson, l'on mêle

---

très-vive; tout le gaz disparoit sans qu'il s'en développe aucune autre, et le métal se convertit en une matière noirâtre, qui ne fait aucune effervescence avec l'eau, et qui contient du fluate de potasse et un peu de charbon provenant du métal. MM. Thenard et Gay-Lussar présument que, dans cette expérience, l'acide fluorique est décomposé.

Ces chimistes ont fait un grand nombre d'essais sur le gaz acide muriatique. Ils ont vu seulement qu'en traitant le mercure doux par le phosphore, dans l'espérance d'avoir de l'acide muriatique bien sec, ils ont trouvé une liqueur nouvelle très-limpide, sans couleur, répandant de fortes vapeurs, s'enflammant spontanément lorsqu'on en imbibe le papier joseph, laquelle ne paroit être qu'une combinaison de phosphore, d'oxigène et d'acide muriatique, et par conséquent analogue à celle qu'on obtient en traitant le soufre par le gaz acide muriatique oxigéné.

Lorsqu'on met ce métal en contact avec le gaz ammoniac, dans un tube bien sec sur le mercure, et qu'on le fait fondre, il disparoit peu à peu, se transforme en une matière grise, noirâtre, très-fusible; l'ammoniaque elle-même disparoit en presque totalité, et se trouve remplacée dans le tube par un volume de gaz hydrogène égal à environ les deux tiers de celui de gaz ammoniac employé. Si on chauffe fortement dans le tube de verre même tout rempli de mercure, la matière grise noirâtre qui y est attachée à la partie supérieure sous forme de plaque, on peut en retirer au moins les trois cinquièmes de l'ammoniaque absorbée, savoir, deux cinquièmes d'ammoniaque non décomposée, et un cinquième d'ammoniaque décomposée, ou dont les élémens ont été rendus par le feu à l'état de liberté. Si ensuite on met avec quelques gouttes d'eau la matière grise noirâtre ainsi fortement chauffée, on en dégage sensiblement les deux autres cinquièmes d'ammoniaque absorbée; on n'en dégage point d'autre gaz, et ce qui reste n'est que de la potasse très-caustique. Enfin, si on reprend le gaz ammoniac dégagé par le feu de la matière grise noirâtre, et si on s'en sert pour traiter de nouveau métal, il y a de nouveau formation de matière semblable à la précédente, absorption de gaz ammoniac et apparition d'une grande quantité de gaz hydrogène. On peut encore répéter cette expérience avec l'ammoniaque retirée de cette seconde matière grise noirâtre, etc., et toujours on obtiendra les mêmes phénomènes; en sorte que par ce moyen, avec une quantité donnée d'ammoniaque, on peut obtenir plus que son volume de gaz hydrogène.

Voyez Annles de Chimie, t. 68, p. 203; t. 70, p. 189 et 225; t. 73, p. 5 et 229; t. 75, p. 27, 129 et 264. (*Note des Traducteurs.*)

l'argile qu'on y emploie de plus ou moins de sable ou d'argile cuite pilée.

Le vil prix de ces *poteries* ne permet pas de donner à l'argile une préparation dispendieuse. Pour la rendre homogène on se contente de la soumettre au lavage ou au marchage; souvent l'on réunit les deux préparations.

Pendant le marchage, l'ouvrier retire les pierres et autres corps hétérogènes qu'il remarque.

Dans le choix de l'argile destinée à cette *poterie*, l'on s'attache aux propriétés suivantes.

Elle doit être assez grasse pour supporter le mélange du sable ou de l'argile cuite pilée, et acquérir par-là la consistance nécessaire pour être façonnée.

Le sable que l'on ajoute sert à rendre l'argile plus réfractaire, afin que pendant la cuisson les pièces que l'on en forme ne souffrent pas trop de retraite et ne se déforment pas trop.

Elle ne doit pas contenir de petites pierres calcaires ou de la chaux tendre disséminée.

Lorsqu'elle contient de ces pierres calcaires, celles-ci se convertissent pendant la cuisson en chaux vive; après le refroidissement, cette chaux vive attire l'acide carbonique et l'humidité de l'atmosphère, et la masse s'exfolie ou même s'éclate.

A un feu plus fort, ces pierres calcaires se vitrifient même, ce qui peut donner lieu à des trous.

La chaux tendre disséminée dans l'argile peut souvent y être répartie uniformément au moyen du lavage, ce qui obvie aux inconvénients que je viens d'indiquer ci-dessus; mais ce procédé est trop dispendieux pour être toujours employé, et le plus souvent l'on rejette une pareille argile que l'on appelle *argile marneuse*.

Ordinairement l'argile contient de l'oxide de fer ou d'autres substances, tant organiques que métalliques; dans ce cas, on la trouve souvent teinte en différentes couleurs après la cuisson. Lorsqu'avant la cuisson l'argile étoit teinte par des substances combustibles (des bitumes ou des substances organiques), elle devient blanche par la cuisson. Lorsqu'elle contient de l'oxide de fer, elle est rouge jaunâtre ou rouge de brique; quelquefois le fer est

à l'état de pyrite par la présence du soufre. Lorsque cette pyrite est chimiquement combinée, elle ne nuit pas; mais lorsqu'elle n'est que mêlée, la fusibilité extrême du sulfure de fer détermine l'argile elle-même à se fondre à un feu modéré. En exposant une telle argile à l'action de l'air, les pyrites se convertissent en sulfate de fer, et ce sulfate n'agit plus comme fondant.

L'on porte aussi l'argile bien humectée dans des fosses, et on l'y abandonne à elle-même pour qu'elle y éprouve une espèce de fermentation. Plus elle séjourne dans ces fosses, plus elle s'améliore: car non seulement les bitumes et les substances organiques, si elle en contient, se décomposent, mais les sulfures passent aussi à l'état de sulfates. L'odeur désagréable que l'argile répand pendant qu'elle fermente ainsi, est due au gaz hydrogène sulfuré qui se forme.

Les *vases étrusques* qui sont une *poterie* commune, se distinguent par la beauté de leurs formes et par la légèreté spécifique de leur masse, par la simplicité et souvent par la pureté des dessins qui en ornent la surface. Ces dessins sont appliqués d'ordinaire sur le fond brut avec des fondants extrêmement fusibles. Souvent le fond est en grande partie couvert, et celle du fond où le vernis manque forme des dessins.

La masse des étrusques est une argile ferrugineuse, atténuée par des lavages, et à laquelle on a ajouté du sable ou de l'argile cuite pilée. Ces vases sont peu cuits, et ils paroissent moins destinés à l'usage domestique qu'au décors, car on en trouve plusieurs qui n'ont pas de fond.

Les pots à fleurs rouges communs se font avec une argile ferrugineuse que l'on ne se donne pas la peine d'atténuer et de trier. L'on prépare avec plus de soin l'argile qui sert à la confection des carreaux à poêle.

Les briques se font avec une terre grasse quelconque, il suffit qu'elle ne contienne pas trop de chaux; cependant, lorsque l'on veut obtenir des briques d'une qualité supérieure, il faut choisir l'argile avec plus de soin. L'on expose cette argile à l'air pendant plusieurs mois; avant de la façonner, on la soumet au marchage. L'on prétend que l'on obtient de meilleures briques, lors-

qu'on n'ajoute que peu à peu à l'argile la quantité d'eau nécessaire pour lui donner la consistance requise.

L'on mêle à l'argile destinée à faire des briques la quantité de sable nécessaire, et on en remplit des moules de bois ou de fer; l'ouvrier enlève avec la main la terre superflue, et égalise la surface avec une espèce de couteau de bois. Les briques sont d'autant meilleures que la pâte dont on les fait est plus consistante. On fait sortir la brique de son moule en frappant un coup sec sur le dernier; lorsqu'elles sont un peu séchées à l'air, on les achève et on les expose sous des hangars aérés, ouverts des deux côtés, pour qu'elles sèchent à l'air.

On cuit les briques dans un four horizontal, semblable au four des potiers; quelquefois aussi dans un four vertical parallélipipède. Dans ce four, souvent le même feu sert à cuire des briques et à brûler de la chaux; l'on place la pierre calcaire tout près du feu, et un peu plus loin les briques. L'on empile les briques de manière à ménager entre elles autant d'intervalles que le comporte la solidité des piles, afin que le feu puisse circuler. Les briques inférieures de chaque pile reposent sur une base en maçonnerie. C'est une économie mal vue que de ménager le bois dans cette opération; car les briques peu cuites sont trop tendres et d'un fort mauvais usage.

Souvent, pour garantir les briques contre l'humidité, l'on donne une couverte à la surface qui doit être exposée à l'air. Pour former cette couverte, les Hollandais emploient 20 parties de litharge et 3 parties d'oxide noir de manganèse; ils forment de ces substances, réduites en poudre fine, une pâte liquide telle qu'une petite boule d'argile qu'on y jette n'y coule pas à fond. Ils projettent cette pâte liquide sur l'un des côtés de la tuile, avec la précaution cependant de laisser à nu les endroits par où les tuiles se touchent pendant la cuisson.

Dès les temps les plus reculés, on se servoit de tuiles vernies, puisque sous les ruines de Babylone on en trouve qui paroissent avoir servi de pièces de rapport pour former des ornements.

Plusieurs auteurs anciens, entre autres Pline et Vi-

truve, parlent d'une espèce de briques si légères qu'elles nageoient sur l'eau ; on les fabriquoit en Espagne et dans une île de la mer de Toscane. Fabroni a cherché à les imiter avec une espèce d'agaric minéral (*voyez* cet article). La masse que l'on obtient en pétrissant l'agaric minéral avec l'eau, est trop peu visqueuse par elle-même, et il faut y ajouter de l'argile de potier (tœpferthon). La pesanteur spécifique de ces briques est à celle des briques communes comme 57 à 349, ou à peu près comme 1 à 6.

Faujas a trouvé une terre semblable dans le département de l'Ardèche. Les briques que l'on en forme sont infusibles au four à porcelaine; mais elles éprouvent à ce feu violent une retraite qui va jusqu'à 0,23, et y deviennent compactes, pesantes et très-dures. (Dict. des Sciences naturelles, t. 3, p. 46; *Crell*, Chemische Annalen, 1794, t. 2, p. 199.)

Voyez, sur la confection des briques, l'Art du Tuilier et Briquetier, par MM. Hamel, Fourcroy et Gallon, à Paris, 1763; Bindheim, ueber die Bereitung der Mauer- und Ziegelsteine, in Crell's Beytrægen, t. 5, p. 40; Carl Winblad's Anweisung Ziegelhutten einzurichten, *ibid.*, t. 7, p. 149; Ziegelbrennerey wie sie behandelt wird, und wie sie behandelt werden sollte, à Leipzig, 1797.

Les alcarazzas sont des vases dont la masse est telle que les liquides qu'on y verse suintent à travers leurs parois. La vaporisation du liquide parvenu à leur surface extérieure, absorbe du calorique, et le liquide intérieur se trouve rafraîchi par cela même.

Ces vases, dont on fait usage dans les pays chauds, varient pour la forme et la couleur; mais leur propriété de rafraîchir la liqueur qu'ils contiennent est toujours la même. Les alcarazzas des Espagnols, les kolé des Egyptiens et les vases semblables dont se servent les Syriens, les Persans et les Chinois, ne sont que des variétés de la même espèce.

Lasteyrie rapporte que les alcarazzas se fabriquent dans les environs de Madrid, avec une argile calcaire que l'on trouve sur le rivage du ruisseau Tamusara, près d'Anduxar, en Andalousie. Cette argile contient presque par-

ties égales de silice, d'alumine et de chaux; pour faire de grands vases on ajoute à la pâte $\frac{1}{\text{[illegible]}}$ de sel marin, et pour en faire de petits $\frac{1}{40}$.

Dans les environs de Malaga, on fait des alcarazzas avec une argile grossière qui contient une grande quantité de chaux et beaucoup d'oxide de fer jaune.

M. Fourmy s'occupe, à Paris, de la confection de vases semblables, qu'il nomme *hydrocérames*, du grec *udor* et *keramos*. Il a écrit lui-même sur ce sujet (Mémoire sur les Hydrocérames, par M. Fourmy, Paris, 1804); mais il ne décrit pas son procédé, et l'on voit bien que M. Fourmy, fabricant, tient trop au produit que lui vaut sa découverte, pour que M. Fourmy, auteur, veuille tout dire.

Du reste, après quelques essais, l'on trouveroit aisément un mélange de pâte avec laquelle on puisse faire des vases doués des propriétés indiquées. Tout vase fait avec de l'argile, contenant beaucoup de gros sable et légèrement cuit, doit être un alcarazzas. Les pots à fleurs, sans vernis, communs en Allemagne, en ont à peu près les propriétés.

Les pipes de terre se font avec une argile grasse et blanche, dont la blancheur ne s'altère pas au feu. L'on trouve de l'argile à pipe dans le ci-devant archevêché de Cologne et dans le pays de Liége; on la transporte en Hollande, où l'on fait les pipes. En France, l'on trouve une argile semblable à Fossay, à Gournay, à Bellière, dans les environs de Forge, etc.

On pétrit soigneusement l'argile à pipes, après l'avoir soumise au lavage; on n'ajoute ni sable, ni autres substances siliceuses, mais uniquement de la poudre, des pipes cuites pilées. En Hollande, on se sert, pour bien diviser l'argile, de cuves, dans lesquelles se trouve un arbre vertical, mobile sur son axe, pourvu de bras de fer placés horizontalement, et garnis de couteaux perpendiculaires.

Pour faire une pipe, on forme d'abord un boudin d'argile plus épais à l'un des bouts qui doit porter la tête, et qui va en diminuant vers l'autre, jusqu'au diamètre du tuyau; l'on recourbe le bout le plus gros; l'on ébauche

la tête avec les doigts ; l'on achève l'intérieur avec un cône de bois (der stopfer), l'on perce le tube avec un fil de fer, et l'on finit la pipe dans un moule de cuivre, formé de ses deux moitiés. Il y a des pipes dont la tête forme un angle droit avec le tuyau; les têtes de ces pipes se font à part, et on les colle au tube avec de la pâte, avant de finir la pipe dans le moule.

Après avoir retiré la pipe de son moule, on la retouche à la main, et on la polit avec la corne.

En Hollande, pour cuire les pipes, on place leurs têtes sur le fond de pots cylindriques, en appuyant les tuyaux dans l'intérieur d'un cône creux placé au-dessus, et l'on recouvre le tout d'un couvercle fait exprès. Le four à vent sur le gril duquel sont les pots, se chauffe avec de la tourbe.

En Allemagne, par exemple, à Gros-Almerode, à Holzminden, à Uslar, on cuit les pipes dans de longues caisses d'argile, où on les stratifie avec de la poudre de pipes cuites pilées. Ces caisses sont placées dans de grands fours, où l'on cuit 4 à 600 pipes à la fois. A Münden et Hameln, dans le pays d'Hanovre, l'on a de petits fours carrés de 4 pieds de base sur 4 à 5 de haut, construits en entier d'argile à pipes. On y place à la fois 1200 pipes. Au-dessus du foyer, se trouve une voûte percée de plusieurs trous, et sur cette voûte une table d'argile ; c'est sur cette table couverte de sable que l'on stratifie les pipes disposées en croix. L'espace où elles se trouvent est environné de quatre parois, et l'on appuie tout autour des pipes, des feuilles de papier enduites d'argile. Sur le bord supérieur du four, l'on place parallèlement trois tables d'argile qui laissent entre elles des intervalles, et sur chacun de ces trois intervalles, on dispose cinq tables plus petites. Du moment où le feu commence à agir, le papier brûle, l'argile reste et forme des parois qui garantissent les pipes.

Lorsque l'argile contient un peu de fer, les pipes en sortant du four tirent un peu sur le rouge. M. Roussel, fabricant de pipes à Saint-Omer, prétend obvier à cet inconvénient de la manière suivante. Pendant que les pipes sont dans le four, il en ferme toutes les ouvertures

supérieures ; de cette manière, les pipes se trouvent enfumées, c'est-à-dire couvertes d'une couche de suie que la fumée y dépose ; pendant tout le temps que dure le feu, il répète d'heure en heure cette operation de boucher les ouvertures supérieures. A l'aide de ce moyen, M. Roussel prétend obtenir des pipes parfaitement blanches.

Comme les pipes sont peu cuites et qu'elles n'ont pas de couverture, elles happent la langue ; pour éviter cet inconvénient, on leur donne un léger enduit. On chauffe de la cire blanche avec de la gomme arabique et une quantité suffisante d'eau, en remuant soigneusement le mélange jusqu'à ce que la matière soit bien homogène ; on trempe un chiffon de laine dans cette liqueur, et l'on en frotte les pipes. *Voyez* Dictionnaire des sciences naturelles, t. 3, p. 72 et suiv., l'Art de faire des pipes à fumer le tabac, par M. Duhamel du Monceau, Paris, 1771 ; Beckmann's physisch économische Bibliothek, t. 7, p. 182.

Comme je l'ai déjà observé, les *poteries* de la seconde classe à cassure terreuse et couverte transparente, offrent plus de variétés ; elles diffèrent selon la bonté des matériaux et selon le plus ou le moins de soin que l'on a donné à leur fabrication.

Les vases destinés à l'usage culinaire, se font avec une argile plus ou moins colorée ; on leur donne une couverte d'oxide de plomb vitrifié. Il est essentiel que ces vases supportent sans se fendre, les changements de température les plus brusques. L'argile la plus pure n'est pas toujours la plus propre à la confection de vases doués de cette propriété ; ce n'est pas non plus une forte cuisson de la *poterie* qui la lui assure. Elle paroît tenir à l'homogénéité de la pâte, et l'on n'obtient une pâte bien homogène, qu'en pétrissant l'argile avec le plus grand soin.

L'on façonne ces vases en partie à la main. Après les avoir façonnés, on les sèche à l'ombre, et avant de les cuire, on les recouvre de substances très-fusibles, qui, en se vitrifiant pendant la cuisson, forment la couverte ou le vernis.

Le vernis est indispensablement nécessaire pour les vases qui servent à la préparation des aliments. La graisse

et d'autres substances pénétreroient facilement un vase poreux dépourvu de couverte, et le mettroient bientôt hors d'état de servir.

C'est ordinairement la litharge ou la galène qui servent à former la couverte ; on réduit ces substances en une poudre presque impalpable que l'on délaie dans de l'eau rendue un peu visqueuse par l'addition d'une petite quantité d'argile. On plonge les vases dans cette liqueur, leurs parois poreuses absorbant l'eau, il se dépose sur leur surface une poudre fine mêlée d'oxide de plomb et d'argile.

Quelques potiers n'appliquent cette masse vitrifiable sur leur *poterie*, qu'après lui avoir fait subir une légère cuisson. Ils économisent ainsi une partie de leurs matériaux ; car d'abord les vases déjà cuits, sont moins poreux et boivent moins, de plus, les pièces disposées à se déformer, manquent dès la première cuisson, et sont rejetées de suite. D'un autre côté, deux cuissons demandent plus de combustible et de main-d'œuvre qu'une seule ; c'est aux potiers à déterminer d'après leur expérience, quelle méthode est définitivement la plus économique et la plus avantageuse.

Lorsqu'il est question de donner extérieurement une couleur à la *poterie*, comme par exemple aux carreaux à poêle, l'on recouvre d'abord la surface d'une couche d'argile teinte par des oxides métalliques, et l'on applique la couverte par-dessus cette couche.

La litharge et la galène donnent une couverte d'un jaune sale ; l'addition d'oxide de fer ou d'oxide noir de manganèse, produit une couleur brune, l'oxide de cuivre une couleur verte, le safre une couleur bleue, et ainsi de suite. Cependant l'oxide de plomb est l'ingrédient principal de toutes ces couvertes, de quelque couleur qu'elles soient. Comme le plomb est facilement attaqué par les acides et même par la graisse, comme ce métal est un poison, l'on a eu depuis long-temps des inquiétudes sur l'usage que l'on en a fait pour la couverte de la *poterie* commune, et ce n'est pas d'aujourd'hui que les chimistes ont élevé leur voix pour le condamner. Cette matière a été examinée en dernier lieu, par M. Ebell (Die Bleiglætte des Kuechengeschirres, als eine anerkannte Quelle

vieler Krankheiten, Hannover, 1794), et ce qu'il dit sur ce sujet, a jeté l'alarme dans l'esprit d'un grand nombre de personnes. Du reste, M. Ebell a outré les choses, et les expériences de M. Westrumb (Versuche ueber die Bleiglasur der leichten Tœpferware, Hannovrisches Magazin, 1794, cahier 74 et suivant; ueber die Bleiglasur der leichten Topferware und ihre Verbesserungen, Hannover, 1797), prouvent qu'en prenant les précautions nécessaires, il n'y a pas de danger pour la santé. Les recherches de M. Heyer offrent les mêmes résultats. (Heyer, ueber die Kochgeschirre in der Braunschweigischen Gegend; Braunschweiger Magazin, 1794, cahier 1 et 4.)

Il est essentiel cependant que la couverte soit bien faite, c'est-à-dire qu'elle contienne une quantité suffisante d'argile. Il paroît que la meilleure couverte est produite par le mélange de 3 parties de terre grasse (purgée de son sable par le lavage), et de 5 parties de litharge. L'argile que l'on ajoute donne à la masse vitreuse, de l'affinité pour la masse argileuse qu'elle recouvre, et la rend moins aigre, par conséquent plus propre à supporter les changements de température. Si au lieu d'argile on ajoutoit de la silice, la couverte ne seroit pas aussi bonne.

Il ne faut pas non plus que la couche de vernis soit trop épaisse, et il est essentiel que les pièces pourvues de leur couverte éprouvent l'action du feu jusqu'au moment où le verre de plomb n'exerce plus de force dissolvante sur la masse argileuse; ces conditions remplies, le vernis et la masse du vaisseau sont intimement combinés, et le verre de plomb a acquis une telle dureté, qu'il résiste long-temps aux forces mécaniques et même aux agents chimiques.

Comme cependant il est à craindre que la cupidité n'engage les potiers à mêler à l'argile une plus grande quantité de litharge qu'ils ne devroient, et à ne cuire que foiblement leur *poterie* pour économiser le combustible, comme dans ce cas le vernis n'est pas combiné avec la masse argileuse des vases et s'en exfolie aisément, on ne peut qu'applaudir au zèle des chimistes qui consacrent leurs travaux à trouver un vernis où il n'entre pas de plomb, et qui cependant forme une couverte aussi

durable que celui que l'on emploie d'ordinaire, sans être plus dispendieux.

M. Chaptal trouva que le verre commun peut servir de couverte. Il réduisit du verre blanc en poudre fine, il couvrit de cette poudre la surface des *poteries* qu'il avoit préalablement enduites d'une couche de terre grasse, puis il fit cuire cette *poterie*. On peut mêler encore le verre pulvérisé avec de l'argile, délayer le mélange avec de l'eau, et plonger les vases dans cette liqueur.

Ce vernis couvre bien la surface sur laquelle on l'applique, et ne porte aucun préjudice à la santé; il est peu dispendieux et ne demande pas un feu excessif pour sa fusion. Dans ses recherches ultérieures, M. Chaptal a tiré parti des laves pour la confection des vernis.

M. Fourmy qui a remporté le prix proposé par l'Institut national pour le perfectionnement de la *poterie*, employa avec succès la pierre ponce. M. Feiluer, fabricant de poêles à Berlin, fait avec de la soude calcinée et du sable, un verre qu'il emploie comme vernis.

M. Frick, arcaniste de la manufacture de porcelaine de Berlin, qui nous a aidé de ses lumières dans la rédaction de cet article, a trouvé deux masses vitreuses où il n'entre pas de plomb, et qui fournissent une excellente couverte:

1° 50 parties de soude calcinée.
90 de pierres à fusil bien pulvérisées, ou de sable fin blanc.

2° 80 parties de soude calcinée.
70 — de sable blanc fin.
10 — d'argile blanche qui a subi le lavage.

L'on calcine la soude, on la pèse, on la réduit à l'état de poudre, tant grosse que fine; on la mêle au sable, on la répartit en différents tas, et on l'expose à la chaleur du four. Le mélange se convertit en un verre de couleur verte. On pile ce verre, on passe la poudre au tamis; on la broye, et c'est cette poudre impalpable que l'on emploie. La masse n° 1 peut être employée à vernir les plus grands vases, et même sans qu'ils aient éprouvé une cuisson préliminaire. Le prix de ces couvertes n'excède pas de beaucoup celui du vernis commun, parce que la soude n'a pas une grande pesanteur spécifique, et que l'on ne les applique qu'en couches extrêmement minces.

3° L'on mêle 4 parties de terre grasse bien dépurée par les lavages à deux parties de chaux fluatée, réduite en poudre impalpable, à l'aide de la trituration et de lavages, et l'on fond le mélange jusqu'à ce qu'il soit converti en un verre spongieux, d'un brun foncé, tirant sur le rouge; l'on pile ce verre et on le réduit en une poudre très-fine à l'aide de la trituration et des lavages. Appliquée sur la *poterie*, cette poudre forme à un feu très-modéré, une belle couverte d'un jaune clair.

4° L'on prend 4 parties de terre grasse bien dépurée par les lavages, et une partie de battiture de fer réduite en poudre fine à l'aide de la trituration et des lavages. L'on fond ces ingrédients après les avoir intimement mêlés; l'on obtient un verre d'un rouge noirâtre, moins spongieux que celui ci-dessus. On le réduit en poudre fine comme celui ci-dessus; appliqué sur la *poterie*, il produit une couverte noire, très-durable et sans brillant vitreux.

L'on peut donner à la *poterie* une couleur noire et brillante en jetant dans le four, au moment où le feu y est le plus violent, du charbon de terre pulvérisé, et en fermant les ouvertures de façon que le four se remplisse d'une fumée très-épaisse afin de fumer les vases; ensuite on rétablit le courant d'air, et les vases se vitrifient à leur surface. Si l'on jette dans le four au lieu de charbon de terre, de la paille, du bois humide, ou du bois de bouleau vert, et que du reste l'on opère comme ci-dessus, les vases seront tigrés de taches jaunes d'or.

Le four dans lequel l'on fait cuire la *poterie* est un four à courant d'air. Il forme un parallélipipède à base rectangulaire. Le foyer se trouve avec son cendrier dans l'un des petits côtés du rectangle; la cheminée est au côté opposé. Les pièces sont disposées dans l'espace qui se trouve entre le foyer et la cheminée, de façon à laisser entre elles des jours qui permettent à la chaleur de circuler. Le four est d'abord ouvert du côté où se trouve la cheminée pour recevoir les pièces; celles-ci placées, l'on mure cette ouverture. L'on continue le feu pendant 12 à 16 heures, après lequel temps l'on bouche le soupirail et le cendrier, et on le laisse refroidir peu à peu avant d'éfourner.

N° II. La *poterie* jaune façon anglaise se fait de la manière suivante. L'on délaie dans de l'eau, de l'argile à pipes, et l'on agite la liqueur pendant long-temps. Les parties les plus fines de l'argile restent suspendues dans l'eau, tandis que le sable et d'autres parties grossières se déposent. L'on dépure ultérieurement cette bouillie liquide en la passant à travers de la toile ou des tamis de crin, d'abord clairs et ensuite plus serrés. L'on mêle cette première liqueur avec une autre à peu près de la même densité que l'on a faite avec des pierres à fusil réduites en poudre fine et délayées dans l'eau. Dans quelques fabriques, l'on prend 20 dans d'autres parties (pour le volume) de la liqueur argileuse, sur 4 de liqueur siliceuse, mais ces données ne sont que locales ; il faut varier les proportions selon la qualité de l'argile, et l'on sait que l'argile varie en qualité, non seulement dans différentes contrées, mais encore, dans la même mine, selon la profondeur où on la prend ; et pour ne pas opérer au hasard, il faut faire des essais afin de s'instruire sur les proportions qu'il convient d'employer dans chaque cas particulier. Si l'on employoit une trop grande quantité de pierre à fusil, les vases seroient sujets à se fendre lorsqu'on les expose à l'air après la cuisson. Si l'on employoit trop d'argile, la masse seroit trop tendre, et par conséquent les vaisseaux ne seroient pas assez solides.

Le mélange fait, on le réduit par la dessiccation à l'état d'une pâte visqueuse, et on façonne cette pâte au tour avec ou sans le secours d'un moule, en la pressant dans un moule, ou même uniquement à la main. Quelquefois pour faire une seule et même pièce, l'on réunit toutes ces méthodes.

La marchandise jaune des Anglais reçoit une couverte d'oxide de plomb. Dans quelques fabriques, on délaie dans de l'eau 112 livres de céruse, 24 livres de pierres à fusil réduites en poudre fine, et 6 livres de flintglas également en poudre fine, en prenant une quantité d'eau telle que le liquide formé ait la consistance du lait non écrémé. Dans d'autres fabriques, l'on omet le flintglas et l'on prend 80 parties de céruse sur 20 de pierres à fusil. Il

y a sans doute d'autres fabricants qui emploient des proportions encore différentes.

L'on a soin de faire subir une première cuisson aux vases avant d'appliquer dessus le vernis ou la couverte. L'on plonge ces vases légèrement cuits, et par-là rendus très-avides d'eau, dans le liquide dont nous venons de parler ; l'eau pénètre dans leurs pores, la poudre vitrifiable s'arrête sur leur surface et ils paroissent secs. Dans cet état, on leur fait subir une seconde cuisson, pendant laquelle la poudre dont ils sont couverts se vitrifie et forme un beau vernis paille. Le beau vernis noir que l'on voit sur les vases fabriqués à Nottingham, est produit par un mélange de 21 parties (le tout en poids) de céruse, 5 parties de pierres à fusil et 3 parties d'oxide de manganèse.

La plupart des fabriques de *poteries*, et les plus anciennes, sont dans le comté de Staffordshire. Les autres manufactures de ce genre dans les comtés de Lancastshire, Yorkshire, Northumberland et Wales, ne sont que des colonies dont Staffordshire est la métropole.

Ces fabriques de Staffordshire forment un groupe de petites villes et de villages, bâtis si près les uns des autres qu'on seroit tenté de les prendre pour une seule ville. Cette espèce de ville est à 9 lieues d'Angleterre; elle est de 2 jusqu'à 4 lieues de distance de Newcastle. Tout ce district s'appelle *the Poteries* (les *poteries*).

Burslem est le plus ancien des bourgs qui forment ce district ; on n'y fabrique cependant que de la *poterie* commune. C'est là que s'établirent, en 1670, deux potiers nommés Elers, qui y perfectionnèrent la fabrication, surtout relativement à la couverte. Quelque temps après un potier, nommé Astbury, trouva le cailloutage blanc, qui, comme nous l'avons déjà dit, se fait avec un mélange d'argile à pipes et de pierres à fusil.

C'est depuis 1763 qu'un potier de Staffordshire, nommé Josiah Wedgwood, porta la faïence anglaise au plus haut degré de perfection. Ses vases se distinguent autant par la pureté de la masse que par la bonté de la couverture et la beauté des formes ; car Wedgwood s'appliqua surtout à imiter les vases antiques. La reine

d'Angleterre accorda sa protection particulière à cette fabrique, et permit à l'entrepreneur de donner à sa *poterie* le nom de *queens'ware* (marchandise de la reine).

Wedgwood établit sa fabrique, qu'il nomma *Etruria*, sur les bords du great Trunk canal, qui réunit la Trente et la Mersey, et dont la construction est due surtout au crédit de cet homme industrieux. Il dirigea sa fabrique jusqu'à sa mort (c'est-à-dire en 1795). Maintenant elle est sous la direction de ses fils et de Thomas Byerley, l'un de ses parents, qui signent Wedgwood aud Byerley.

Il n'existe pas de site plus favorable à ce genre de fabrication que celui des Poteries. Tout le district est très-riche en charbon de terre, et presqu'en totalité couvert d'argile. Ce minéral est d'une grande importance pour les fabriques, car il sert à la confection des gazettes, dans lesquelles on place les vases pendant la cuisson.

Voici la description que M. Nemuich, témoin oculaire, donne de la fabrication de la gresserie d'Etruria. L'on grate d'abord, à l'extérieur, pour les dépouiller des impuretés adhérentes, les mottes d'argile de Davonschire, et particulièrement de Teigenmouth (cette argile s'appelle *black clay* et *crackling clay*), et celles de Dorsetshire (qui est la meilleure argile, nommée *blue clay* à cause des veines bleues dont elle est marbrée). Cela fait, on les jette dans une cuve sans fond, pourvue de couteaux dans son intérieur et dans laquelle se trouve un cylindre de fer vertical, également armé de couteaux et mis en mouvement par une machine à vapeurs. Dans cette cuve l'argile se trouve coupée en morceaux; on les en retire pour les jeter dans un autre baquet, où on la laisse séjourner toute la nuit, après l'avoir humectée d'eau.

Le lendemain, on la jette peu à peu dans un vaisseau de bois, pourvu d'un arbre vertical de fer portant quatre bras horizontaux, et mis en mouvement par la machine à vapeurs. Ce mouvement non interrompu, mêle intimement l'argile avec l'eau. De temps à autre l'on passe à travers des tamis plus ou moins serrés, ce mélange appelé *sclip*. Les ouvriers en passant la masse heurtent de temps à autre leurs tamis contre une cuve, afin d'y faire sauter

28.

les parties grossières (knocking) arrêtées par le tamis. Ces knockings servent à faire les bases sur lesquelles on place les vases dans le four pendant la cuisson.

On mêle au sclip une certaine quantité de pierre à fusil pulvérisée, délayée avec une quantité d'eau suffisante pour former un liquide semblable au sclip.

La plupart des potiers de Straffordshire achètent les pierres à fusil toutes pulvérisées, à l'état d'une masse blanche et liquide, chez des meuniers qui les font moudre dans leurs moulins à eau. Mais l'on a établi, depuis plusieurs années, à Etruria, une machine à vapeurs qui met en mouvement un moulin où l'on broie ces pierres et d'autres matières nécessaires à la fabrique.

L'on fait rougir les pierres à fusil noires dans un four semblable au four à chaux, jusqu'à ce qu'elles passent à un blanc éclatant et deviennent friables. Dans cet état, on les concasse à l'aide d'un pilon de fer mû par la machine à vapeurs. La poudre grossière qui se forme tombe à travers une grille qui ferme les ouvertures (stampflœcher). On la jette dans un baquet de bois de 12 à 14 pieds de diamètre, dont le fond est de pierre cornée de Derbyshire ou de Wales, et pourvue de curseurs de la même pierre, portés par des arbres de bois et mûs par la machine. Cette cuve est alimentée d'eau par des tuyaux qui communiquent avec un réservoir placé au-dessus du moulin. Le mouvement de ces curseurs réduit la pierre en poudre fine, et la mêle intimement avec l'eau. De-là la masse passe dans la cuve à lavage d'où les parties les plus fines sont entraînées par l'eau dans les flintarks, tandis que les plus grossières demeurent en arrière pour passer encore sous la meule.

Les flintarks dont nous venons de parler sont les réservoirs pour la pierre à fusil pulvérisée et prête à être mêlée au *sclip*. Ils sont pourvus de robinets pour laisser écouler l'eau lorsque la poudre pierreuse est déposée. L'on hâte la précipitation de la poudre par l'addition d'un peu de chaux vive.

Après que l'on a mêlé le sclip et la poudre de pierre dans une cuve destinée à cet usage, l'on passe le mé-

lange par un tamis de soie extrêmement serré, et on le transvase à l'aide de pompes dans les fours à évaporer. Ces fourneaux ont un foyer à l'un de leur bout et la cheminée à l'autre, de façon que l'air échauffé et la fumée parcourent toute leur longeur. C'est là que la masse se dépouille de son eau superflue. La masse, ainsi concentrée et réduite à consistance de pâte, est portée dans la battoire où on la bat avec des masses de fer, afin d'opérer un mélange intime de ses parties. Jusqu'ici l'opération de passer au tamis et de battre, se fait à force de bras ; dans peu l'on disposera la machine à vapeurs de manière à faire encore ce travail.

Après avoir battu l'argile, on la corroie et on finit de la préparer pour être façonnée.

Les vases façonnés au tour ou à la main, éprouvent une première cuisson dans le four à biscuit, après quoi on leur donne la couverte. Pour faire cette couverte, l'on se sert ordinairement de 60 parties de céruse, 10 parties de pierre à fusil pulvérisée et de 20 parties (le tout en poids) de chinastone pulvérisé (ce chinastone est un granit décomposé que l'on trouve dans le pays de Cornouailles). L'on mêle ces poudres et l'on y ajoute assez d'eau pour obtenir un liquide qui ait la consistance du lait non écrémé. C'est dans cette liqueur que l'on plonge les vases, après quoi on les cuit dans le four à émail, où la couverte se vitrifie à un feu modéré.

Les dessins qui se trouvent sous le vernis, s'appliquent de la manière suivante. On les grave sur cuivre, l'imprimeur d'estampes applique la couleur sur la planche et la recouvre de papier de soie, préalablement enduit d'une couche de savon mou et d'eau, et opère l'impression avec une presse ordinaire. L'on découpe cette estampe, un autre ouvrier applique les découpures sur le vase, et les frotte avec de la flanelle de façon que le papier se détache et que la couleur reste. Ceci fait, on donne la couverte à la pièce, et elle passe au four à émail. (*Voyez* Nouveau voyage de Nemnich en Angleterre, etc., à Tubingen, 1807, p. 337 et suiv.)

Chaptal rapporte que l'on se sert des mélanges suivants,

dans la fabrique de Wedgwood, pour teindre et pour peindre la *poterie :*

Matériaux pour les couleurs.

N° 1. Terre blanche d'Ayorca (dans l'Amérique septentrionale), qui a été chauffée au rouge pendant une demi-heure.

N° 2. Solution d'or par l'acide nitro-muriatique précipitée par le cuivre. Il faut bien édulcorer ce precipité.

N° 3. Un mélange de 2 onces de sulfure d'antimoine, 2 onces d'oxide gris d'étain (cendres d'étain) et 6 onces de céruse; le tout calciné avec du verre de Réaumur.

N° 4. Huit onces de smalt, 1 once de borate de soude calciné, 4 onces d'oxide rouge de plomb, 1 once de nitrate de potasse; le tout mêlé et calciné dans le four à biscuit de la fabrique.

N° 5. Du sulfate de fer qui a été chauffé au rouge pendant 2 heures consécutives, et qui après a été édulcoré et séché.

N° 6. De la céruse.

N° 7. De la pierre à fusil calcinée et pulvérisée.

N° 8. De l'oxide noir de manganèse.

N° 9. Du safre.

N° 10. De l'oxide noir de cuivre.

Mélange des couleurs.

a. Noir luisant. Trois onces de n° 8; 3 onces de n° 9; 3 onces de n° 10, et 6 onces de la couleur verte F.

b. Rouge. Deux onces de n° 1; 2 onces de n° 3; 1 once de n° 5, et 3 onces de n° 6.

c. Orange. Deux onces de n° 1; 14 onces de n° 3; ½ once de n° 5, et 4 onces de n° 6.

d. Noir foncé. Une once de n° 4; 2 onces de n° 8 bien mêlées.

e. Blanc. Deux onces de n° 1, et 2 onces de n° 6.

f. Vert. Une once de n° 1; 2 onces de n° 3, et 5 onces de n° 4.

g. Bleu. Une once de n° 1, et 5 onces de n° 4.
h. Jaune. N° 3 tout seul.

Manières d'appliquer les couleurs. (Brouze.)

i. Lorsque les vases sont prêts à être cuits, mais avant qu'ils soient secs, on délaye un peu de la poudre n° 2 dans de l'huile de térébenthine, et on les enduit à l'aide d'une éponge ou d'un pinceau, puis on les polit; on les cuit et on les polit une seconde fois.

Manière d'appliquer le bronze *sur du biscuit que l'on n'ose pas exposer à une forte chaleur.*

k. L'on mêle 4 onces de n° 6 avec 1 once de n° 7; l'on applique une couche de ce mélange sur le biscuit, et on l'échauffe dans un four ordinaire à faïence, jusqu'à ce que la couche soit fondue; puis on applique la poudre n° 2, et l'on fait cuire les pièces.

Manière d'appliquer le noir luisant, *à la manière des vases étrusques.*

l. L'on broie la couleur avec de l'huile de térébenthine, l'on en couvre la partie de la surface qui est circonscrite par les contours des dessins, et l'on fait cuire les vases, jusqu'à ce que la couleur noire commence à fondre.

Autre procédé.

m. L'on fait le fond des dessins avec la couleur noire sur les vases bruts, et l'on applique après sur le reste du fond la couleur rouge ou autre, puis on fait cuire les vases. Ici l'on se sert encore de l'huile de térébenthine pour broyer les couleurs.

Ou bien l'on fait le fond d'un biscuit noir avec la couleur rouge *b*, ou avec l'orange *c*, et l'on couvre le reste avec la couleur noire *d*, avec ou sans addition d'autres couleurs.

Lampadius indique le procédé suivant pour donner

une couleur noire au Wedgwood : mêlez $\frac{1}{8}$ de charbon de corue avec $\frac{7}{8}$ de bon charbon de pin ; réduisez ce mélange en une poudre fine. Placez dans une gazette d'argile ou dans une caisse à cémenter (cemeutkasten) une pièce de biscuit ; environnez-le de poudre de charbon, comme cela se fait pour l'opération de la cémentation ; couvrez la caisse ou la gazette de son couvercle, et donnez un feu vif que vous continuerez pendant 3 heures ; laissez refroidir ce four par degrés. En ouvrant la caisse vous trouverez la pièce sans altération dans ses formes, mais teinte d'un beau noir grisâtre. (Neues Journal fuer Fabriken, Manufacturen, Handluug Kunst und Mode. 1 vol. Janvier 1809, p. 80). Cependant selon M. Gærtner (ibid. Cahier pour Mars, p. 226 et suiv.), cette méthode souffre plus d'une difficulté dans l'exécution.

N° III. La *faïence*, qui est une *poterie* plus recherchée, doit son nom à la ville de Faenza, située dans le ci-devant duché d'*Urbino*. Au commencement du 16e siècle, cette ville acquit une grande réputation par sa *poterie*, à laquelle le pinceau de Raphael, du Titien et de Julius Romano, donna un prix inestimable. Castel Duraute, qui est tout près de Faenza, fut sa rivale pour la *poterie ;* mais cette dernière remporta la palme.

L'on fait la faïence avec une argile colorée, souvent rougeâtre, quelquefois rouge et même brunâtre, et l'on donne aux vases une couverte opaque, composée de soude ou de potasse, de silice, d'oxide de plomb et d'oxide d'étain; c'est ce dernier ingrédient qui lui donne sa blancheur et son opacité. La faïence se distingue essentiellement, par sa couverte, de la *poterie* commune dont nous avons parlé ci-dessus.

La fabrication de la faïence a de bien plus grandes difficultés que celle de la gresserie. L'œil doit à peine distinguer une assiette blanche de bonne faïence, d'avec une assiette de porcelaine. La couverte qu'on lui donne est un véritable émail blanc ; si l'on ne fait que peu de faïence, et si le plus souvent encore elle est de mauvaise qualité, il faut s'en prendre à la cherté de l'oxide d'étain et de la

soude. Les carreaux a poêle sont au fond une mauvaise faïence.

Chaptal trouva que par le procédé suivant l'on obtient un excellent émail pour la faïence : l'on fait calciner avec soin parties égales de plomb et d'étain ; lorsque le tout est converti en une poudre fine, l'on triture encore cette poudre, on la passe à travers un tamis serré, on la fait bouillir avec de l'eau que l'on décante lorsque le dépôt s'est formé. L'on verse sur ce dépôt une nouvelle quantité d'eau, l'on remue bien le tout, l'on décante l'eau dans laquelle les parties les plus tenues se trouvent suspendues, on les laisse s'y déposer. L'on triture le résidu, on le passe au tamis, on le soumet à un nouveau lavage, et ainsi de suite jusqu'à ce que le tout soit réduit en une poudre impalpable.

Enfin, l'on mêle 100 parties de cet oxide avec 100 parties de pierre à fusil pulvérisée et 200 parties de carbonate de potasse bien pur, et l'on fait fondre le mélange au creuset.

Merret propose de substituer l'oxide blanc d'antimoine à l'oxide d'étain. L'oxide blanc d'antimoine, mêlé avec de la potasse, de la silice et la quantité d'oxide de plomb nécessaire pour fixer la masse vitreuse sur l'argile, forme sur la *poterie* une couverte blanche non luisante qui imite le biscuit. Du moment où l'on ajoute une quantité d'oxide de plomb telle qu'il puisse agir comme fondant sur l'oxide d'antimoine, la masse vitreuse contracte une couleur jaune, et par cette raison il nous paroît que l'oxide d'antimoine n'est pas très-propre à l'usage pour lequel Merret le recommande. Daviel avance que l'on obtient un bel émail par le moyen d'un mélange d'argile blanche et de sélénite. Chaptal remarque fort bien qu'il convient d'examiner les propriétés de ce mélange avant que d'en recommander l'usage.

Du reste, la couverte est une partie bien essentielle de la faïence, on ne la voit que trop souvent se fendiller ou même s'écailler ; dans ce cas, les liquides que l'on confie aux vases pénètrent dans leur masse et les gâtent.

Chaptal donne plusieurs recettes pour colorer la

couverte de différentes manières, à l'aide d'oxides métalliques.

1. Trois onces de safre et 60 grains d'oxide noir de cuivre, mêlés à 6 livres de masse pour l'émail, donnent un *bleu d'azur*.

2. Six livres d'émail blanc, 3 onces d'oxide de cuivre, 96 grains de safre et 48 grains d'oxide de manganèse, un *bleu de turquoise*.

3. Six livres d'émail blanc, 3 onces d'oxide de cuivre, 60 grains de battitures de fer, un *beau vert*.

4. Six livres d'émail blanc, 3 onces de safre et 3 onces d'oxide de manganèse, un *bleu foncé* luisant.

5. Six livres d'émail blanc, 6 onces de tartre rouge et 3 onces d'oxide de manganèse, un *noir* luisant.

6. Six livres d'émail blanc et 3 onces d'oxide de manganèse, un *pourpre*.

7. Six livres d'émail blanc, 3 onces de tartre et 72 grains d'oxide de manganèse, un *jaune*.

8. Six livres d'émail blanc, 3 onces de cuivre jaune oxidé et 60 grains de safre, un *vert de mer*.

9. Six livres d'émail blanc, 2 onces d'oxide de manganèse et 48 grains d'oxide de cuivre, un *violet*. (*Chaptal*, Chim. appliquée aux Arts, t. 3, 256.)

Il est bon d'observer cependant que de pareilles recettes pour la couverte de la faïence ou de la gresserie, ne sont jamais applicables partout; car les couleurs produites varient selon l'intensité du feu que l'on emploie, et il y a encore d'autres accessoires qui les modifient.

N° IV. La *gresserie proprement dite* se distingue de la *poterie* par les caractères suivants : sa cassure n'est pas terreuse, mais vitreuse, et elle fait feu avec l'acier; sa masse est dense et compacte, de sorte qu'elle n'a pas besoin de couverte pour être imperméable aux liquides.

Les cruches d'une couleur bleu noirâtre et brune, ainsi que les pots et les cruches dites de grès, l'ancienne gresserie anglaise de Wedgwood, etc., etc., sont de la gresserie proprement dite.

L'ancienne *gresserie anglaise*, dont nous avons déjà parlé plus haut, et qui a transmis son nom à toutes ces *poteries* unies ou peintes qui l'ont remplacée, a une cas-

sure qui annonce une demi-vitrification ; elle est pourvue d'une couverte produite par les vapeurs du muriate de soude.

L'ancienne gresserie anglaise est aussi durable que la porcelaine : sa masse est si dense qu'elle ne boit pas l'eau, et sa couverte sert plutôt à lustrer sa surface qu'à la garantir de l'action des liquides.

On la fabrique avec les mêmes matériaux que la gresserie jaune, seulement la masse dont on la fait contient une plus grande quantité de pierre à fusil, puisqu'on mêle le liquide argileux et le liquide siliceux dans les proportions de 18 à 4 (en volume), tandis que pour la gresserie jaune on prend 20 à 24 parties de liquide argileux sur 4 parties de liquide siliceux. On façonne les pièces de la même manière que nous l'avons indiqué plus haut pour la gresserie jaune. On les place dans le four dans des gazettes d'argile que l'on empile de manière qu'il reste de petits intervalles. Lorsque le feu a produit l'action nécessaire, ce qui arrive au bout de 48 heures, l'on détermine leur surface à se vitrifier en jetant dans le four du muriate de soude.

Il y a plus d'un siècle que deux Allemands, les frères Elers, ont porté en Angleterre la méthode de vitrifier la surface de la gresserie à l'aide du muriate de soude. Nous avons dit plus haut que les frères Elers furent reçus comme ouvriers dans une fabrique anglaise. L'on a remarqué que la surface de la gresserie ne prend pas le luisant requis par l'action des vapeurs du muriate de soude, lorsque sa masse ne contient pas assez de pierre à fusil.

La majeure partie des vases que l'on fait dans la fabrique de Wedgwood, sont de la gresserie. Je dis la majeure partie, car le queens'ware est une espèce de faïence. Nous n'avons parlé plus haut de la fabrication d'Etruria que pour éviter des répétitions.

Lorsque la masse de la gresserie est blanche et un peu transparente, elle appartient à la classe de la *porcelaine*.

N° V. *La porcelaine* est la *poterie* la plus parfaite ; elle supporte, sans s'amollir, un degré de chaleur bien supérieur à celui auquel fond le verre commun ; elle n'est pas aussi aigre que le verre, mais bien plus dure ; elle n'est

pas transparente comme le verre, mais seulement demi-transparente; sa cassure n'est point terreuse, mais vitreuse; elle rend un son clair lorsqu'on la frappe avec un corps dur; elle supporte beaucoup mieux que le verre les changements de température.

On distingue la *porcelaine tendre* et la *porcelaine dure.*

a. La *porcelaine tendre* se fait avec une argile blanche et pure très-réfractaire, à laquelle on ajoute assez de fritte (glasfritte), composée de silice et de potasse, pour disposer la masse à une demi-vitrification.

Selon Brongniart, l'on employoit autrefois à Sèvres un mélange de nitrate de potasse, de soude d'Alicante, d'alun, de sélénite, d'une grande quantité de sable non ferrugineux, et d'un peu de muriate de soude; mais depuis 1805 l'on n'y fabrique presque plus que de la porcelaine dure. L'on chauffoit ce mélange au point de le faire passer à l'état d'une pâte; ainsi fondue on la pétrissoit avec soin pour opérer un mélange intime des ingrédients. Après le refroidissement, on réduisoit cette fritte en poudre fine, et l'on mêloit à 3 parties de cette poudre une partie d'argile blanche d'Argenteuil, et c'est de ce dernier mélange que l'on faisoit la porcelaine tendre.

Cette masse n'est pas aussi tenace et aussi visqueuse que celle dont on fait la porcelaine dure, et l'opération de la façonner, pour en faire des vases, demande des précautions particulières.

On fait cuire les vases dans des gazettes. La porcelaine tendre demande, pour se cuire, un feu bien moins fort que la porcelaine dure. L'on donne sa couverte au biscuit avec du sable, de la potasse ou de la soude, et $\frac{2}{3}$ d'oxide de plomb. L'on fait fondre ce mélange, l'on pulvérise le verre obtenu de cette fusion, on fait de cette poudre une bouillie liquide avec de l'eau et du vinaigre, et l'on répand cette bouillie sur les vases, après leur avoir fait subir une première cuisson. Comme le biscuit de la porcelaine tendre ne boit pas l'humidité, l'on ne peut pas appliquer la méthode de l'immersion.

L'on remet les vases dans le four à émail qui n'est qu'un étage supérieur du grand four. Le vernis fond à un degré

de feu auquel on ne risque pas que la masse se ramollisse. Comme la première couche de vernis n'est pas très-uniforme, l'on en donne une seconde, et l'on fait passer la porcelaine une seconde fois au four à émail.

La porcelaine tendre ne supporte pas aussi bien les changements brusques de température que la porcelaine dure.

La première fabrique de porcelaine qui ait existé en France, et qui fut établie à Saint-Cloud en 1694, ne confectionnoit que de la porcelaine tendre; même en 1806, la fabrique de Sèvres et celle de Dihl, à Paris, étoient les seules qui fissent de la porcelaine dure.

b. La *porcelaine dure* se fait avec une argile blanche très-réfractaire, que l'on mêle avec assez de pierre ou de terre vitrifiable pour la rendre susceptible d'une demi-vitrification. Ainsi que le fer doux se ramollit avant que de fondre, de même la masse terreuse, dont nous venons de parler, passe à l'état de porcelaine avant que de subir une vitrification complète.

L'argile que l'on veut employer à la fabrication de la porcelaine, doit être blanche et ne pas contenir de fer. En la retirant de la fosse, on en sépare le plus qu'il est possible les corps étrangers qui y sont mêlés, et on la dépure ensuite ultérieurement par le lavage.

La terre à porcelaine que l'on emploie à Berlin est mêlée originairement de sable et de cristaux de chaux sulfatée; celle de Passau, de petits morceaux de granit et de feldspath.

Le fondant que l'on ajoute varie selon les fabriques. A Berlin, et dans la plupart des fabriques d'Allemagne, l'on ajoute du feldspath; dans quelques manufactures c'est un sable calcaire; à Sèvres du granit contenant peu de quartz et de mica.

La chaux, la sélénite et des terres ou pierres semblables, qui, fondues seules, produisent un verre transparant sans couleur, peuvent servir au même usage. Seulement il faut dans le choix des fondants ne pas perdre de vue les principes suivants :

La masse dont on veut faire la porcelaine ne doit pas

être plus réfractaire que les gazettes et le four qui servent à sa cuisson.

Il ne faut pas ajouter plus de ce fondant que n'en peut supporter l'argile sans perdre trop de sa viscosité.

On lave avec de l'eau la substance qui doit servir de fondant, on la pulvérise, on la passe au tamis, on la broie au moulin, on lui fait subir plusieurs lavages, après chacun desquels l'on reporte au moulin les parties grossières, jusqu'à ce que le tout soit réduit à une poudre impalpable que l'on fait sécher.

Pour faire la masse à porcelaine, on pèse la quantité requise d'argile épurée par le lavage et séchée après, et on la mêle avec le flux réduit en poudre impalpable et également séchée. L'on soumet ce mélange à un nouveau lavage, mais uniquement pour le rendre plus intime, car il n'y a plus de parties grossières à séparer. Le lavage fait, on fait évaporer l'eau superflue en plaçant la masse sur la surface extérieure du four qui sert à sécher les matériaux, et on l'y laisse jusqu'à ce qu'elle ait acquis la consistance nécessaire. Si on la desséchoit entièrement pour la repétrir après, l'on diminueroit par là sa viscosité. L'on retire la masse de dessus le four, et on la marche dans des caisses de bois, ou bien on la bat avec des battes de bois, pour en dégager les bulles d'air; après quoi on en forme, avec les mains, des ballons que l'on dépose dans une cave humide, où on les laisse séjourner. Pendant ce séjour, elle prend souvent une couleur noirâtre, elle fermente et répand une odeur comme celle de substances animales en putréfaction. L'on prétend qu'elle acquiert par là plus de viscosité. La couleur et la mauvaise odeur qu'elle contracte par cette fermentation, se perdent par le desséchement.

Cette masse est plus difficile à façonner que celle dont on fait la faïence, parce qu'elle n'a pas la même viscosité. On la façonne autour, dans des moules de plâtre ou bien à la main. Souvent l'on réunit ces trois méthodes pour faire un seul et même vase. L'on fait à part les anses, différents ornements, et on les applique à la pièce principale avec la même pâte délayée d'eau (*la barbotine*).



On laisse sécher les pièces à l'air, ensuite ou les finit et les polit, puis on les place dans le four à biscuit qui forme le second étage du fourneau à émail. A la chaleur qu'elles y éprouvent, ils y acquièrent sans se déformer et sans souffrir de retraite, assez de dureté pour supporter l'opération par laquelle on y applique le vernis. S'ils n'avoient pas subi une cuisson préliminaire, ils se ramolliroient par l'eau qui tient la masse vitrifiable délayée. Le degré de chaleur que l'on donne au four à biscuit, varie dans les différentes fabriques, selon la nature de la pâte qu'on y emploie. A Sèvres, les vases biscuités deviennent sonores, et leur cassure tient le milieu entre la cassure terreuse et celle à grains fins.

On emploie pour la couverte un mélange de terre, tel qu'à un certain degré de feu, il se transforme par lui-même et sans aucune addition d'alcali ou d'oxide de plomb, en un verre transparent et sans couleur, à travers lequel la blancheur de la porcelaine paroît dans toute sa pureté. C'est ordinairement de la silice, de la sélénite (ou en général de la chaux) et de l'argile.

Milly donne trois recettes qui ne diffèrent que par les proportions :

1° Quartz absolument blanc, 8 parties, tessons de porcelaine blanche 15, sélénite calcinée 9.

2° Quartz 17 parties, tessons de porcelaine 16 parties, sélénite 7 parties.

3° Quartz 11 parties, tessons de porcelaine 18 parties, sélénite 12 parties.

L'on réduit chacun de ces ingrédients en poudre impalpable ; on les mêle et l'on en fait une bouillie liquide par l'addition d'une quantité d'eau suffisante. L'on passe les vases dans cette liqueur, et il s'attache à leur surface une assez grande quantité de la poudre terreuse, pour former la couverte par sa vitrification. Pendant cette opération, l'on a soin de remuer de temps en temps le mélange pour empêcher la poudre suspendue de se déposer.

Après que l'on a enlevé la poudre à l'aide d'une brosse ou d'un outil de bois, des endroits de la surface des pièces qui pendant la cuisson touchent la gazette, on les porte au four à couverte. Chaque pièce un peu grande

a sa gazette à elle. Ces gazettes qui sont un objet très-dispendieux pour les fabriques, se font avec une argile très-réfractaire, mêlée de tessons de gazettes réduites en poudre, tant grosse que fine. Comme la porcelaine se ramollit au four à couverte, il faut avoir soin de placer les pièces dans les gazettes de façon qu'elles ne se touchent pas. L'on couvre le fond des gazettes avec des plateaux ronds de la même masse, les petits plateaux se placent immédiatement sur le fond de la gazette; les grands au contraire sur du sable dont on a couvert le fond. Comme la porcelaine se ramollit pendant la cuite, les vases placés sur le fond raboteux de la capsule, se déformeroient : le plateau que l'on a eu soin de rendre lisse et uni en l'usant à ses deux surfaces sur une planche de bois, et que l'on a recouvert d'une couche d'argile très-réfractaire, délayée dans l'eau, remédie à cet inconvénient. Il faut encore avoir soin de placer les plateaux bien horizontalement; s'ils étoient inclinés, la pièce en se ramollissant pourroit encore se déformer.

On empile les gazettes dans le four à couverte, de manière qu'elles y forment des colonnes à petits entrecolonnements. La distance de ces colonnes entre elles, leur distance de la voûte du four, enfin, surtout leur distance de la grande ouverture qui se trouve au milieu de la voûte, déterminent le *courant d'air* du four.

Lorsque l'enfournage est fini, on mure l'entrée du four à une ouverture carrée près, de 5 pouces de côté. A la périphérie du four, se trouvent cinq ouvertures semblables : elles sont pratiquées à distance égale, et de manière que la suivante se trouve plus élevée que la précédente d'un égal nombre de pouces. Ces ouvertures répondent à de petites gazettes à moitié ouvertes, dites gazettes des montres, placées dans les colonnes qui se trouvent le plus près des parois du four, et qui contiennent de petites caisses d'argile avec des échantillons *ou montres*. Toutes les fois que l'on a retiré une montre, il faut avoir soin d'interdire l'accès de l'air froid aux ouvertures dont nous venons de parler.

Tout ainsi disposé, l'on donne d'abord un petit feu avec des bûches entières, dont la déflagration n'est pas

rapide. Après, l'on continue de chauffer avec des bûches fendues, dont la longueur doit être bien adaptée à la distance des *repaires*, sur lesquels elles reposent. Les *alandiers* dans lesquels se fait le feu, sont disposés autour du fourneau; la flamme entraînée par le courant d'air, plonge dans les alandiers, pénètre dans le fourneau, circule autour des colonnes de gazettes, et échauffe le tout au blanc. L'intensité de la chaleur nécessaire à la cuite de la porcelaine, varie suivant la masse. L'on évalue la chaleur produite par le four à couverte de Sèvres, à 134 degrés du pyromètre de Wedgwood. Celle du four à couverte de Berlin, est bien plus considérable. L'on y exposa des morceaux de briques dont est construit le four de Sèvres, placés dans une tasse de porcelaine, et ils se convertirent en une scorie vitreuse.

Dans la fabrique de Berlin, on soutient le feu le plus violent pendant 17 jusqu'à 18 heures. Le fourneau est cylindrique, il a à peu près 10 pieds de diamètre sur 64 de hauteur, il est formé de trois étages. L'étage inférieur d'approchant 5 pieds de haut, sert de fourneau de couverte, le second de fourneau à biscuit, le troisième à cuire les gazettes neuves et les briques d'argile à porcelaine, dont on construit le four. Le même feu chauffe les trois étages, et une cuite exige cinq quarts de haufen de bois de sapin. A Sèvres, l'on se sert pour cet usage de bois de frêne.

Après que le four est suffisamment refroidi, l'on défourne, l'on fait le triage des pièces, et l'on use sur une pierre les bords de celles qui, pendant la cuite, se trouvoient en contact avec les gazettes. Ceci fait, la porcelaine destinée à rester blanche, peut être vendue.

On laisse souvent sans couverte les bustes, les statues et pièces semblables, parce que la masse du vernis altéreroit la délicatesse de leurs formes, et que même dans des pièces de ce genre, son brillant déplaît à l'œil. Cette porcelaine dépourvue de vernis, s'appelle *biscuit*.

Souvent l'on orne la porcelaine de peintures. Il n'y a que les oxides métalliques mêlés de fondants qui puissent fournir des couleurs aux peintres sur porcelaine.

Comme la plupart des oxides métalliques sont infusibles

par eux-mêmes, il est nécessaire de leur ajouter un fondant. Il est vrai qu'on pourroit les faire tenir sur la porcelaine sans ce secours; mais si nous en exceptons l'oxide de plomb et de bismuth, l'on n'obtiendroit que des couleurs sales et ternes, et même la plupart de ces oxides seroient volatilisés ou sensiblement altérés au feu excessif qu'il faudroit employer, si l'on vouloit se passer de fondants.

Il faut varier les fondants selon la nature des oxides que l'on emploie. La litharge pure vitrifiée avec un peu de silice, est le meilleur fondant pour les couleurs sur porcelaine; quelques oxides exigent encore l'addition d'un peu de borate de soude. L'effet du fondant en général, consiste à donner du brillant aux couleurs, à les fixer solidement sur la surface de la porcelaine en la ramollissant pendant sa fusion, à envelopper l'oxide métallique de manière à le garantir contre toute action de l'air, enfin, à déterminer la fusion de ces oxides à un degré de chaleur qui n'est pas suffisant pour les volatiliser ou les dénaturer.

Il faut choisir les proportions des matières composant le fondant, de manière que le verre produit supporte sans éclater les changements brusques de température aussi bien que la porcelaine même. Il ne faut pas ajouter trop de fondant à l'oxide métallique; car dans ce cas, les couleurs ne seroient pas assez vives, ou bien l'on seroit obligé d'appliquer une couche trop épaisse qui seroit sujette à se fendiller.

On a employé jusqu'ici pour la peinture sur porcelaine, les oxides d'antimoine, de chrôme, de fer, d'or, de cobalt, de cuivre, de manganèse, de platine, d'argent, d'urane, de zink et d'étain.

Les oxides métalliques très-volatils, ou qui à la chaleur perdent facilement leur oxigène, ne sont pas applicables à cet usage. Tels sont les oxides de mercure, d'arsenic.

Voici les tableaux des couleurs produites par les différents oxides.

1° *Le rouge*. On produit la couleur pourpre avec le pourpre de Cassius mêlé avec la quantité nécessaire de



fondant, et l'on emploie immédiatement ce mélange sans le fondre auparavant. Avant la cuite, il est d'un violet sale, mais au feu, il passe à un très-beau pourpre. Il faut cependant opérer cette cuite avec précaution, parce que, sans cela, la couleur se dégraderoit.

En ajoutant de l'argent au pourpre de Cassius, l'on obtient un rose plus ou moins pâle, selon la quantité d'argent ajoutée.

Le pourpre qui doit servir à peindre sur la porcelaine tendre, se prépare avec de l'or fulminant décomposé à une chaleur douce, et du muriate d'argent, sans aucune addition d'étain; ce qui prouve que l'étain n'est pas un ingrédient absolument nécessaire pour la préparation du pourpre.

En ajoutant du bleu de porcelaine au pourpre de Cassius, on obtient un violet.

Les trois couleurs dont nous venons de parler, disparoissent au feu du fourneau à converte.

Le fer oxidé au rouge par l'action réunie du feu et de l'acide nitrique, produit aussi une couleur rouge, mais moins éclatante que celle produite par le pourpre de Cassius. Ce rouge passe du rouge fleur de grenade au rouge de brique.

Le flux que l'on ajoute à l'oxide de fer, est un mélange de borate de soude vitrifié, de silice et d'oxide rouge de plomb; ce flux peut être employé fondu et sans l'avoir été.

En mêlant l'oxide rouge de fer, en différentes proportions, avec l'oxide noir du même métal, l'on obtient différentes nuances de rouge brun, de châtain, etc.

Le rouge produit par le fer ne peut pas servir sur la porcelaine tendre, car l'action du feu le fait presqu'entièrement disparoître.

M. Brongniart attribue ce phénomène au plomb que contient la couverte de la porcelaine tendre.

2° *Le jaune.* Pour obtenir le jaune, l'on emploie l'oxide blanc d'antimoine, mêlé de silice et d'oxide de plomb, qui lui servent de fondant. Quelquefois l'on ajoute encore de l'oxide d'étain. Lorsque l'on demande un jaune éclatant, presque couleur de safran, l'on ajoute

encore un peu d'oxide rouge de fer, et l'on fait fondre le tout avant de l'employer. Cette fusion préliminaire modère le rouge trop éclatant de l'oxide de fer.

Ce jaune peut également servir à peindre sur la porcelaine tendre et sur la porcelaine dure.

L'oxide d'urane, mêlé à l'oxide de plomb, produit, sur la porcelaine, un jaune paille.

3° *Le bleu.* Pour produire le bleu, on emploie l'oxide bien dépuré du cobalt, mêlé avec le flux. L'oxide d'étain et l'oxide de zinc, ajoutés en différentes proportions, donnent les différentes nuances du foncé au clair.

Comme l'oxide de cobalt se volatilise à une forte chaleur, on ne peut pas faire cuire, dans la même gazette, des vases blancs et des vases peints en bleu; les vases blancs prendroient une teinte bleuâtre.

4° *Le vert.* Pour obtenir un beau vert, l'on emploie du cuivre non ferrugineux, que l'on précipite de sa dissolution, ayant grand soin de bien édulcorer le précipité.

En précipitant, dans différents bocaux, par la potasse, des solutions de cuivre également pures et également concentrées, et en lavant ensuite le précipité, l'on observe que la précipitation se fait dans quelques bocaux plus vite que dans d'autres; si l'on recueille séparément les différents précipités, l'on remarque que ceux qui se sont formés plus promptement sont, après la dessiccation, d'un beau vert clair, qu'ils forment des morceaux consistants, et produisent sur la porcelaine un très-beau vert, tandis que les précipités qui se sont déposés lentement, forment des morceaux terreux moins consistants d'un vert naissant foncé, et qu'ils donnent, sur la porcelaine, un vert moins beau, en passant aisément au noir pendant la cuite.

Ces couleurs ne supportent pas le feu du fourneau à couverte. Les mélanges de cobalt et de nickel résistent à tout degré de chaleur, mais ils ne produisent pas un vert pur.

L'oxide de chrôme donne un beau vert au fourneau à couverte.

5° *Le brun*. L'on obtient les différentes nuances de brun clair et de brun foncé, par un mélange d'oxide de manganèse et d'oxide de fer. Avant d'employer ces mélanges, on les fait fondre avec leur flux. Pendant la cuite ils ne subissent aucun changement, pas même sur la porcelaine tendre.

Le vernis brunâtre, dit *fond écaillé*, se produit de la même manière; c'est un granit riche en quartz, qui sert de fondant à cette couverte.

6° *Le noir*. Il n'y a pas un seul oxide métallique qui, par lui-même, produise un beau noir; il faut employer, à cet effet, un mélange de plusieurs oxides, tels que celui de manganèse et de fer, avec un peu d'oxide de cobalt. En France, on substitue l'oxide brun de cuivre à celui de fer; mais comme cet oxide de cuivre n'est point fixe au feu, et qu'il contient tantôt plus, tantôt moins d'oxigène, l'oxide de fer mérite la préférence.

L'on obtient *le gris* en employant les mêmes oxides que pour le noir, mais en diminuant la quantité d'oxide de fer, et en augmentant celle du fondant.

L'on applique sur la porcelaine, l'or, l'argent et le platine, pour lui donner la couleur et le brillant métallique de ces métaux. L'oxide jaune d'or, mêlé d'une quantité suffisante de fondant, et appliqué sur un fond coloré, produit un beau gorge de pigeon.

Par ce mélange des différentes couleurs que nous venons d'indiquer, l'on obtient différentes nuances et différents tons, mais cela est bien plus difficile qu'on ne croiroit au premier coup d'œil, parce qu'il y a des couleurs qui se détruisent l'une par l'autre dans le mélange; telles sont, par exemple, l'antimoine oxidé au *maximum*, et le fer oxidé au *maximum*. Il n'y a que l'expérience qui puisse conduire les artistes à des résultats heureux.

Du reste, les recettes que l'on donne pour les couleurs ne sont pas également applicables partout; elles ont besoin d'être modifiées suivant la nature de la masse même, la température que l'on emploie pour la cuite, etc.

Vu ces différences, tel mélange pourra être excellent pour une fabrique, et mauvais pour une autre.

C'est surtout la préparation des couleurs qui constitue les secrets des fabriques. Il y a des fabriques dont on préfère la porcelaine, moins pour la bonté de la masse, que pour la beauté des couleurs. (Mortemer, Traité sur la peinture en émail. Brongniart, sur la peinture en émail, traduit et enrichi de notes par M. G. Frick, arcaniste de la manufacture de porcelaine de Berlin. Dictionnaire de chimie de M. Richter.)

L'on broie avec de l'eau, sur une pierre ou sur une glace, la masse colorante fondue ou non fondue, avec son fondant. Si les oxides métalliques employés sont de nature à s'oxider davantage par la décomposition de l'eau, on emploie, pour les broyer, de l'huile de lavande, au lieu d'eau. La trituration finie, on les sèche et on les conserve dans cet état. Pour les employer, le peintre broie de nouveau les couleurs avec de l'huile d'aspic ou de térébenthine, et ajoute encore un peu de vieille huile épaissie.

Il est nuisible de préparer les couleurs destinées à la peinture sur porcelaine, avec de l'eau gommée au lieu d'huile. Lors de la cuite, la gomme laisse un résidu charbonneux qui opère une réduction partielle des oxides, et l'eau même peut altérer plusieurs de ces oxides, par exemple, l'oxide de fer, comme nous l'avons déjà dit plus haut.

Les dorures sur porcelaine se font avec de l'or métallique divisé, que l'on a broyé avec de l'huile d'aspic, et que l'on applique comme une couleur.

L'on place la porcelaine peinte et dorée sous une moufle disposée dans le four à émail, de manière que les peintures des différentes pièces ne se touchent pas. L'on ménage des intervalles entre les différentes pièces, avec des débris de porcelaine, ou avec des morceaux de biscuit façonnés selon le besoin. Le tout placé, on ferme la moufle. Sur sa partie antérieure se trouve une tringle de fer qui porte une montre peinte. Pendant la cuite, l'on retire de temps à autre cette montre pour juger des progrès de l'opération. Du reste, l'œil exercé d'un bon ou-

vrier juge de ces progrès par la seule couleur de la moufle en incandescence.

Après la cuite, on polit avec la sanguine, l'or, l'argent et le platine, appliqués sur la porcelaine; lorsque l'on veut conserver des parties mates, l'on polit d'abord légèrement toute la surface, et après l'on fait passer une seconde fois le vase au feu.

La plupart des peintures sont appliquées sur la couverte; il y en a cependant qui se trouvent sous cette couche vitreuse: telles sont les fleurs bleues que l'on voit sur des tasses, des assiettes, et des cafetières, etc. Ces fleurs bleues se peignent sur le biscuit, et la peinture se vitrifie en même temps que le vernis même au four à couverte, de façon que ces pièces ne subissent que deux cuites, comme la porcelaine blanche.

L'on peut distinguer encore une troisième espèce de couleurs sur porcelaine, ce sont celles que l'on mêle au vernis même que l'on applique avec lui, et qui se vitrifient en même temps que le vernis au four à couverte. Ces couleurs prennent beaucoup de brillant; l'on peut appliquer par-dessus des peintures qui demandent un moindre degré de chaleur pour leur vitrification, et c'est là ce qui les rend très-utiles. On ne connoissoit autrefois que le bleu, le noir, le brun, et un jaune grisâtre fort pâle, qui eussent cette propriété; mais depuis quelque temps, la fabrique de Berlin fournit encore des vases d'un fond verdâtre, rougeâtre, jaune, et de plusieurs autres nuances.

La plupart des couleurs, comme nous l'avons déjà dit, ne changent pas beaucoup par la cuite, et soutiennent un feu violent sans pâlir. Le bleu est bleu après la cuite, comme avant; la même chose a lieu pour le rouge produit par le fer, pour le brun foncé et le brun clair, pour le jaune et le noir.

Le vert change un peu. L'on remarque aussi que le jaune et le vert noircissent quelquefois un peu. Le jaune noircit lorsqu'on n'a pas soin d'empêcher l'accès de la poudre de charbon ou d'autres substances capables d'opérer une réduction de l'oxide; la noirceur que contracte le vert paroît provenir d'un degré de chaleur insuffisant.

Le pourpre clair et le beau violet changent le plus; ils sont toujours plus brunâtres avant d'avoir passé au feu qu'après. Au fond, toutes les couleurs employées sur la porcelaine doivent changer par la seule raison qu'on les applique à l'état d'une poudre opaque qui, en se vitrifiant, devient plus ou moins transparente, et permet par conséquent plus ou moins au fond blanc de la porcelaine de percer.

En 1799, M. Dihl présenta, à l'Institut, des échantillons de peintures sur porcelaine, dans lesquels les couleurs ne différoient, avant et après la cuite, que par le brillant de leur surface. (Ann. de Chim., vol. 25.) Du reste, M. Dihl n'a rien fait de nouveau dans cette partie. Les couleurs qu'il a présentées à l'Institut sont du genre de celles qui, comme le savent tous les fabricants, ne changent presque pas; il s'est bien gardé de donner des échantillons de pourpre. Du reste, il avoit donné à ses couleurs, à l'aide d'un vernis, un brillant et une intensité qu'elles n'acquièrent d'ordinaire que par l'action du feu.

En faisant attention à toutes les opérations qu'exige la fabrication de la porcelaine, on ne sera pas étonné de la voir plus chère que la faïence. Les moules de plâtre ont besoin d'être souvent remplacés, parce qu'ils s'émoussent aisément. Presque chaque pièce de porcelaine exige une gazette faite avec une argile extrêmement réfractaire, et qui ne peut pas servir souvent. Avec la quantité de bois qu'exige la cuite de la porcelaine, on feroit cuire douze fois autant de faïence; enfin, avec toutes les précautions que l'on peut prendre, il y a toujours du rebut. On n'est pas d'accord sur l'étymologie du mot *porcelaine:* les uns le dérivent du nom *porcellana*, que les Italiens donnent à la cyrea, dont la surface a de la ressemblance avec la porcelaine. L'on prétend que ce coquillage est ainsi appelé parce que la courbure de sa surface ressemble à celle du dos des cloportes appelés en italien *porcellino terrestre*, parce que cet insecte a un dos de cochon, porcellino étant le diminutif de *porco,* cochon : porcelaine dériveroit donc de *porco*.

Selon Whiteaker, cette *poterie* prend son nom de

l'herbe à salade (*portulaca oleracea*), dite porcelaine, parce que cette plante a une fleur rougeâtre, et que la première porcelaine étoit de cette couleur.

Il est difficile, pour ne pas dire impossible, de déterminer l'époque de l'invention de la porcelaine. Saumayo (*Exercitationes Plinii*, p. 144), et quelques autres antiquaires, croient que les *vasa murrhina* dont se servoient les Romains, et sur lesquels Pline l'ancien nous donne quelques renseignements peu satisfaisants, avoient de la ressemblance avec notre porcelaine. Whiteaker (Course of Hannibal ower the Alps, I, 55.) tâche de prouver, par de la porcelaine trouvée sous les ruines de l'ancien Lyon, que les anciens connoissoient la porcelaine, et que leurs *vasa murrhina* n'étoient que cela.

Selon Pline (*Historia naturalis*, XXXVII, 2), Pompée apporta à Rome les premiers *vasa murrhina*, après la défaite de Mithridate. Properce dit expressément qu'ils étoient un produit de l'art, et cuits au four : *Murrhæque in Parthis pocula cocta focis* (Eleg. V, lib. IV). Les Romains, du reste, ignoroient complètement leur fabrication, et les tiroient des contrées les plus reculées de l'Orient, probablement de la Chine. Le prix de ces vases étoit exorbitant. L'on rapporte qu'après la prise d'Alexandrie, Auguste ne garda pour lui de tout le butin, qu'un *vas murrhinum* d'une grande beauté. *Petronius Arbiter*, subissant la mort par l'ordre de Néron, brisa une grande *trulla murrhina* qui avoit coûté plus de 44,400 francs, afin de ne pas livrer entre les mains du tyran la plus belle pièce de sa succession.

Comme il est impossible de prouver qu'aucun des vases ou des débris de vases qui nous restent des anciens, soit du genre des murrhina, tout ce que les antiquaires peuvent nous dire de plus ingénieux sur ce sujet, se réduit à des hypothèses.

Les Portugais ayant établi le commerce avec les Indes orientales, apportèrent entr'antres en Europe de la porcelaine de la Chine et du Japon, qui trouva beaucoup d'amateurs. On apprit par les missionnaires que les principaux ingrédients dont les Chinois fabriquent la porcelaine, s'appellent chez eux *kaolin* et *pé-tunzé*. Suivant les

renseignements ultérieurs, le *kaolin* est une argile blanche, et le *pé-tunzé* un granit dont le feldspath commence à se décomposer. Près de la carrière même l'on fait subir des lavages à cette pierre pulvérisée, et l'on en forme des parallélipipèdes semblables à des briques, que l'on vend aux fabricants de porcelaine.

Les Chinois fabriquent encore une porcelaine plus légère que la porcelaine commune, qui demande pour sa cuite un feu plus violent, mais que l'on vend plus cher. Ils l'obtiennent en ajoutant à la masse ordinaire une masse terreuse grasse au toucher, qu'ils appellent *hoaché*. Il paroît que ce hoaché est un fossile du genre de la magnésie.

Le vernis blanc dont la porcelaine de la Chine est recouverte, ne contient pas d'oxide métallique. On le fait principalement avec du granit, auquel on ajoute de la chaux, de la sélénite calcinée (*ché-keo*), et peut-être un peu de potasse.

Plusieurs voyageurs s'accordent à affirmer que les Chinois appliquent la couverte sur les pièces avant qu'elles aient été au feu.

En Allemagne, on dut au hasard la découverte de la composition de la porcelaine. Jean-Frédéric Becker, natif de Schleitz en Vogtland, la trouva en 1706, en s'occupant de recherches alchimiques. En 1706 l'on fit la première porcelaine dure à Dresde. On y employa une argile brunâtre que l'on trouve près de Misnie. C'est à cause de cela que la plus ancienne porcelaine fabriquée en Saxe a une couleur brune ou rouge. Tschirnhausen contribua beaucoup à perfectionner cette fabrication. On fit la première porcelaine blanche en 1709; et en 1710 l'on transféra la fabrique de porcelaine de Dresde à Misnie. L'on observa le secret le plus inviolable sur le mode de fabrication; et les autres manufactures qui s'élevèrent successivement furent réduites à faire des essais dirigés par quelques renseignements insuffisants, et à trouver en quelque sorte la composition par elles-mêmes.

Réaumur est le premier qui ait traité cet objet scientifiquement (Idée générale des différentes manières dont on peut faire la porcelaine, Mémoires de l'académie des

sciences de Paris, 1727, p. 185; second mémoire, *ib.*, 1729, p. 325).

Guettard, et surtout Macquer, ont beaucoup contribué au perfectionnement des fabriques de porcelaine en France. Il faut se souvenir que nous ne parlons ici que de la porcelaine dure; car la fabrication de la porcelaine tendre est bien plus ancienne en France. La plus ancienne fabrique en ce genre est celle de Saint-Cloud, établie en 1695.

Voyez à ce sujet le Dictionnaire de chim. de Macquer, traduit de l'allemand par Leonhardi, t. 4, p. 644;

L'Art de la porcelaine, par M. Le comte de Milly; Paris, 1771;

Die Kunst das æchte porcellan zu verfertigen, von Franz Joseph Weber. Hannover, 1798;

Fourmy, Mémoire sur les ouvrages de terres cuites;

Brongniart, dans le Dictionnaire des sciences naturelles, t. 3, p. 78 et suiv.

POUDRE A CANON. Pulvis pyrius. *Schiesspulver.*

La *poudre à canon* est un mélange intime de nitrate de potasse, de soufre et de charbon; sa bonté dépend de la qualité, de la pureté et des proportions des ingrédients.

Le nitre doit être débarrassé de tous sels étrangers, et le charbon convenablement brûlé; on le retire des bois tendres, du noisetier, du peuplier, du saule, etc.

Le charbon du bois dur est rarement carbonisé d'une manière uniforme, la chaleur ne le pénètre pas aussi bien; aussi ne l'emploie-t-on pas pour la *poudre.* Il y a même une différence dans le charbon qui a été brûlé à l'air libre ou dans des fosses; le dernier est préférable selon Chaptal. Il faut employer le charbon immédiatement après sa fabrication, car il attire l'humidité de l'air, ce qui est un désavantage.

D'après les expériences de Chaptal, dans la fabrique de *poudre* à Grenelle, le nitrate de potasse ne doit pas y entrer au-dessus de 0,75.

Les proportions du soufre paroissent pouvoir éprouver le plus de modifications, sans que la qualité de la *poudre* en souffre sensiblement. On a même préparé une *poudre* sans

soufre ; mais alors elle est moins solide, se brise beaucoup par le transport, et attire plus puissamment l'humidité de l'air. D'après Chaptal, la proportion du soufre peut être diminuée à 00,3, ce qui est plus praticable pour la *poudre* d'artillerie que pour la *poudre* fine.

On la compose ordinairement de 76 de nitre, de 12 de charbon et de 12 de soufre. La fabrique de Berlin compose sa *poudre* de guerre de $\frac{3}{4}$ de nitre, $\frac{1}{8}$ de soufre et $\frac{1}{8}$ de charbon. Les meilleures proportions, suivant Chaptal, sont : nitre 77, soufre 9, charbon 14.

En Suède la *poudre* est composée de 75 de nitre, 16 de soufre et 9 de charbon.

En Angleterre on prend, selon Beckmann, pour la *poudre à canon* foible, 100 parties de nitre, 25 de charbon et 25 de soufre; pour la *poudre* à fusil foible, 100 parties de nitre, 18 de soufre et 20 de charbon; pour la *poudre* à pistolet foible, 100 parties de nitre, 12 de soufre et 15 de charbon. Pour la *poudre à canon* forte, 100 de nitre, 20 de soufre et 24 de charbon; pour la *poudre* à fusil forte, 100 parties de nitre, 15 de soufre et 18 de charbon; pour la *poudre* à pistolet forte, 100 de nitre, 10 de soufre et 18 de charbon. A Lissa, dans le duché de Varsovie, on prenoit autrefois 80 de nitre, 12 de soufre et 8 de charbon.

On dit que les Chinois préparent la *poudre* de 16 de nitre, de 6 de charbon et de 4 de soufre.

On mêle les trois substances pulvérisées, et on humecte le mélange d'un peu d'eau pour empêcher le charbon et le soufre de se volatiliser. On le transporte dans des moulins faits de bois dur ou garnis de laiton; les pilons sont aussi garnis de laiton. Dès que le mélange devient trop pulvérulent, on y verse de l'eau. On se sert aussi, en place de pilons, de pierres à moulin de marbre, posées verticalement. Il ne faut pas trop arroser, la masse deviendroit visqueuse, ce qui entrave la division; aussi par la dessiccation le grain seroit trop léger. L'artiste enlève de temps en temps un échantillon pour examiner sa finesse.

Dans cet état la *poudre* n'est pas propre à être employée pour les armes, il faut la *grener*.

Pour cela, on met le mélange moulu dans des tamis à

parchemin percés de petits trous ; on met sur la *poudre* dans le tamis une petite tablette de bois lestée de plomb. On fait mouvoir les tamis, et dans d'autres manufactures on les fait tourner sur leur axe. Avant de mettre la masse sur les tamis à grener, on la fait passer à travers un tamis plus gros. La *poudre* grenée tombe sur un tamis de crin qui sert à lui enlever la poussière. Cette poudre trop écrasée ne diffère pas sensiblement de l'autre ; on l'appelle *poudre farineuse*.

Au lieu de tablettes de bois qui aident à faire passer la *poudre* à travers les tamis, on peut employer avec avantage, selon Beckmann, des balles de plomb ou d'étain.

En raison du diamètre des trous dans les tamis, on prépare les diverses *poudres* d'une finesse plus ou moins grande.

Quant à la poudre de chasse, on a encore l'habitude de la lisser; à cet effet on en remplit à moitié un tonneau que l'on fait tourner sur son axe; par le mouvement de rotation les grains se frottent et leur surface devient lisse. On sépare ensuite la poussière par un tamis.

Après avoir fait grener la *poudre*, on la fait dessécher, ce qui s'opère en l'exposant au soleil sur des fenêtres, ou bien on l'étend sur des toiles, et on chauffe l'appartement avec des poêles. En Angleterre, pour la dessécher, on emploie la vapeur d'eau qui passe au-dessous de l'étuve, et lui communique la chaleur nécessaire.

Dans le temps de la révolution française, ayant besoin de beaucoup de *poudre*, on imagina de la préparer d'une manière plus expéditive.

Le procédé donné par Carny et amélioré par Chaptal, diffère de l'ancien par la pulvérisation des ingrédients, par le tamissage, par la division du mélange et par le grenage. On parvint ensuite à en fabriquer dans une seule manufacture, celle de Grenelle, 34000 livres de poudre par jour.

On écrase les matériaux séparément avec 2 pilons de métal de cloche posés verticalement. Chacun de ces pilons pesoit 4 à 6 mille, ils étoient à la même axe, et tournoient dans un réservoir de même métal.

Par le même mécanisme, on mettoit en mouvement 4 sacs à tamiser, qui servoient à passer la matière moulue.

Le soufre surtout doit être bien divisé; à cet effet, on doubloit les sacs en soie. Des sacs de toile de fil suffisent pour tamiser le nitre et le charbon. Le nitre doit être préalablement desséché dans des étuves dont la température est de 45 à 50 degrés Réaumur. Chaptal conseille de le faire à un feu doux dans des chaudières plates de fer.

Lorsque les ingrédients sont convenablement écrasés, on les mêle dans leurs proportions respectives, et on les introduit dans des tonneaux de 32 pouces de long, et de 22 pouces de large. Les tonneaux en chêne ont au fond une ouverture de 6 pouces carrés à couvercle, pour faciliter l'entrée et la sortie des matériaux.

A travers le long des tonneaux, passe un axe de fer couvert de bois, qui tourne librement. A l'une des extrémités se trouve un engrenage qui entre dans une roue dentelée horizontale. Les mesures sont prises pour que la vue puisse mouvoir 18 tonneaux à la fois.

On introduit dans chaque vaisseau 75 livres de mélange, et 80 livres de bulles métalliques, dont chacune a 4 lignes de diamètre. Contre les parois inférieures sont attachées des pièces de bois, pour empêcher que les balles soient portées trop vivement vers la circonférence, seulement pour les faire retomber. Au bout de 2 heures de mouvement, la masse est assez divisée.

On humecte foiblement la masse ainsi divisée, on la comprime pour la rendre plus solide et pour l'approprier au *grenage*. A cet effet, on prend des tablettes carrées de noyer, de 16 pouces de long et 1 pouce de large. Vers les côtés, elles ont une bordure qui dépasse de 5 à 6 lignes. La surface de ces disques doit être bien polie.

On place sur le disque garni d'un morceau de toile humectée, une couche de *poudre* que l'on couvre d'une deuxième toile humide et d'un autre disque. On construit ainsi une pile de 25 couches que l'on termine par une planche carrée. On met le tout sous une forte presse.

De cette manière, on obtient des gâteaux durs que l'on emploie pour le grenage.

Les effets produits par la *poudre à canon*, s'expliquent



de la manière suivante. Par le contact d'un corps en ignition, le soufre et le charbon prennent feu, ce qui devient très-vif par la décomposition du nitre. Les produits de cette combustion sont du gaz acide carbonique, du gaz azote, du gaz acide sulfureux et probablement du gaz hydrogène sulfuré. Cruikshank a fait voir que dans la combustion de la *poudre*, il se formoit de l'eau en quantité notable. On trouve dans le résidu de la potasse combinée avec un peu d'acide carbonique, du sulfate de potasse, une petite quantité de sulfure de potasse et du charbon. Ce résidu attire l'humidité de l'air, il agit sur les métaux en raison du sulfure de potasse.

Les différents fluides élastiques qui se forment par l'inflammation, se dilatent et repoussent tout obstacle qui s'oppose à leur dilatation. L'eau même qui se trouve toute formée dans la *poudre*, se convertit en vapeur et augmente l'action (1).

Pour faire l'analyse de la *poudre*, Baumé conseille de l'épuiser par l'eau, et de faire cristalliser le liquide filtré; on détermine ainsi la quantité de salpêtre. On chauffe le résidu composé de soufre et de charbon dans l'intention d'en sublimer le soufre; mais on a la peine de le séparer en totalité.

Pour avoir des résultats très-exacts, il faudroit traiter le résidu par l'acide nitrique, et estimer le soufre par la quantité d'acide sulfurique formé.

On a essayé de donner plus de force à la *poudre* de guerre, en y ajoutant de l'oxide de manganèse, de la chaux et même du camphre. Mais ces additions ont un effet absolument contraire.

Les expériences de Berthollet avec le muriate suroxigéné de potasse, sont d'un bien plus grand intérêt; il obtint à l'aide de ce sel une *poudre* dont les effets furent terribles.

Cette *poudre* se prépare avec 6 parties de muriate

---

(1) M. Proust pense que durant la détonnation de la poudre, l'eau peut très-bien se décomposer, accroître même, par ce moyen, le volume des autres gaz de celui de ses facteurs, mais non pas s'y reproduire, comme Lavoisier l'avoit jugé vraisemblable. (*Note des Traducteurs.*)

suroxigéné de potasse, 1 partie de soufre et 1 partie de charbon. On triture ces trois substances humectées d'eau dans un mortier de marbre avec un pilon de bois. Si l'on vouloit broyer le mélange à la manière accoutumée, on courroit les risques d'une explosion, ce qui est arrivé à Essone.

Les expériences que l'on a faites à Paris, le 27 avril 1793, avec cette *poudre*, ont démontré qu'elle étoit d'un quart plus forte, selon l'essai de Darcy et d'après Regnier, d'une force double que celle faite avec le nitre.

La *poudre* préparée avec le muriate suroxigéné de potasse, détonne si facilement, que le moindre mouvement d'une voiture peut y opérer une explosion; cet inconvénient rendra sans doute son usage peu général.

On cite ordinairement comme inventeur de la *poudre*, un moine allemand, Barthold Schwartz qui vivoit au IV[e] siècle; mais il est très-probable que la *poudre* étoit déjà connue de Royer Bacon et d'Albert de Bollstædt qui existoient au XIII[e] siècle; au moins, le passage de Bacon dans son *opus majus*, p. 474., paroît l'indiquer. *Violentia illius salis, qui sal petræ vocatur, tam horribilis sonus nascitur, in ruptura tam modicæ rei, scilicet modici pergamenti, quod fortis tonitrui sentiatur excedere rugitum et corruscationem maximam sui luminis jubar excedit*; et dans son ouvrage *de secretis operibus artis, et naturæ et de nullitate magiæ*, il dit : *nam in omnem distantiam quam volumus possumus artificialiter componere ignem comburentem ex sale petræ et aliis*, etc.

Albert de Bollstædt indique les parties constituantes, et en donne même les proportions. Dans son ouvrage de *mirabilibus mundi*, il dit : *Ignis volans, accipe libram unam sulphuris, libras duas carbonum salicis, libras sex salis petrosi quæ tria subtilissime terantur in lapide marmoreo, postea aliquid posterius ad libitum in tunica de papyro volante, vel tonitrum faciente ponatur.*

Tunica ad volandum debet esse longa, gracilis, pulvere illo optime plena, ad faciendum vero tonirum brevis, grossa et semiplena.

Il paroît que les Chinois ont connu la *poudre* avant nous; d'après Halhed, ils l'employèrent dans la com-

position de leurs feux d'artifice, mais non pour la guerre (1).

(1) On doit à M. Proust des expériences sur les mélanges qu'on peut faire avec le salpêtre et des charbons de différentes espèces, sous le rapport du temps qu'ils mettent à détouner. Les faits énoncés par l'auteur peuvent jeter beaucoup de lumière, d'abord sur le choix des charbons, et ensuite sur la préparation de ce combustible, qui peut mériter la préférence pour la composition de la *poudre*. M. Proust a aussi considéré l'emploi du soufre qui, suivant lui, n'est pas bien déterminé aux yeux de la Chimie; il ne l'est, dit-il, ni dans la proportion qui cadre le mieux avec celle des autres ingrédients de la *poudre*, ni dans la part qu'il prend à la détonnation; le soufre, par exemple, ne partage point avec le charbon l'oxigène du salpêtre. Cependant, il reste toujours à demander à la science, par quelles causes il contribue à ces accroissements de *gaz*, de *chaleur* et de *véhémence*, que la *poudre* obtient constamment de son intervention, ou bien quelles sont, au milieu de cette foule de produits qu'enfante la détonnation, les affinités qui le mettent dans le cas d'augmenter si puissamment ces effets? Voilà les trois points qui forment l'objet des recherches de M. Proust.

L'auteur indique d'abord la manière de former les mélanges nitrocharbonneux: il passe ensuite à la préparation des tubes à brûler, et à la durée de la combustion des mélanges.

Le tableau ci-joint présente les résultats que l'auteur a obtenus.

Salpêtre 60, Charbon 12.

	Durée de la combustion en secondes.	Grains de résidu.
1 De sucre	70	48
2 De houille distillée ou coak	50	45
3 De grains de maïs	55	43
4 D'alcool par trois parties d'acide sulfurique et chauffé au rouge.	36	44
5 De noyer	29	33
6 De châtaignier	26	36
7 De canne de maïs	25	38
8 De tiges de pimens	25	36
9 De coudrier	23	30
10 De fusain	21	27
11 De bourdeine	20	24
12 De pin	17	30
13 De tiges de pois-chiches	13	21
14 De sarment	12	20
15 De chanvre ou chénevote	10	12
16 De tiges d'asfodèle	10	12

Mélanges qui n'ont pu brûler dans le tube.

Ce sont les charbons

D'amidon, De noix de galle,
De blé, De gayac,
De riz, De bruyère,

POUDRE FULMINANTE. Pulvis tonans. *Knallpulver.*

Cette *poudre* est un mélange de 3 parties de nitre, de 2 parties de potasse sèche et d'une partie de soufre. Lorsqu'on la chauffe lentement dans une cuiller, elle détonne avec grand bruit, ce qui lui a fait donner le nom de *poudre fulminante.* Une chaleur douce la fait fondre, et aussitôt que la flamme bleue paroît, la détonnation a lieu. Plus la fusion est lente, plus le bruit est considérable.

Projetée sur des charbons ardents, elle fuse sans beaucoup de bruit.

On avoit prétendu que la *poudre fulminante* détonnoit aussi par l'étincelle électrique ; mais des expériences récentes ont fait voir que pour obtenir cet effet, il falloit que la *poudre* fût en fusion.

La *poudre fulminante* brûle dans le vide, sans force et sans bruit ; il se dégage dans ce cas moins de fluide élastique qu'avec la *poudre* à canon.

La détonnation de la *poudre fulminante* est produite par l'action rapide du soufre sur le salpêtre. La chaleur favorise l'union du soufre avec la potasse, et le sulfure qui en résulte s'enflamme probablement à une température inférieure au soufre. Dans ce même instant, il se dégage du gaz hydrogène sulfuré et du gaz oxigène qui forment de l'air tonnant; il se dégage de plus du gaz azote et peut-être du gaz acide sulfureux. L'action subite de ce gaz sur l'air environnant, occasionne le bruit, dont la force dépend de la combustion simultanée du mélange.

L'expansion de ce composé est bien plus considérable que n'est celle de la *poudre* à canon. Une demi-once que l'on fait détonner sur une pelle, y fait ordinairement un trou, tandis que même quantité de *poudre* à canon, enflammée sur une carte, ne la déchire pas. La *poudre*

D'indigo,
De glutine du froment,
De colle-forte,
De blanc-d'œuf,
De sang humain,
De cuir de bœuf.

M. Proust entre ensuite dans le détail des comparaisons que présentent ces résultats. *Voyez* son Mémoire, Journal de Physique, t. 70. Avril 1810. (*Note des Traducteurs.*)

fulminante chauffée dans un canon à fusil, ne pousse cependant que foiblement la balle, ce qui prouve que l'expansion du fluide élastique, diminue considérablement en volume.

Voyez Eléments de Chimie de *Black*, t. 1, p. 554.

On obtient une *poudre fulminante* analogue, en mêlant 1 partie de sulfure de potasse avec 2 parties de nitre. (Bergmann.)

Glauber paroît avoir connu la *poudre fulminante*, et Boyle a décrit ses propriétés.

POURPRE DE CASSIUS. Purpura mineralis. *Goldpurpur.*

L'étain produit dans la dissolution d'or par l'acide muriatique, un précipité *pourpre* très-estimé pour la peinture de porcelaine et pour les couleurs d'émail; il est aussi employé à colorer le verre en rouge.

Pour que le précipité soit beau, il faut que la dissolution soit exempte d'acide nitrique; pour cela on fait évaporer le liquide jusqu'au point de cristallisation, et on ajoute ensuite autant d'eau distillée qu'il est nécessaire pour avoir une liqueur d'un jaune pâle. Lorsqu'on y plonge une lame d'étain (les feuilles d'étain ne doivent pas être employées, elles se mêlent avec le précipité), il se forme bientôt un nuage *pourpre* qui se dépose au fond du vase.

La couleur du précipité est plus belle quand on emploie du muriate d'étain. Il faut que l'étain soit entièrement pur et que le muriate soit au *minimum* d'oxidation. On atteint ce but en projetant de l'étain dans un mélange de 2 parties d'acide nitrique et 1 partie d'acide muriatique, étendu avec son poids d'alcool. La dissolution doit se faire à froid; il faut la préserver du contact de l'air, même pendant la préparation, car le muriate d'étain est si avide d'oxigène, qu'il l'enlève promptement aux corps qui l'environnent. Son affinité pour l'oxigène est tellement grande, que si l'on projette de l'oxide blanc d'arsenic, ou de l'oxide rouge de mercure, dans une dissolution récente d'étain, l'arsenic ou le mercure se précipitent en état métallique.

Pour réussir, on doit avoir encore égard à la quantité

d'eau dans laquelle le muriate d'étain est étendu. On ne parvient à cette perfection que par des tâtonnements. On commence par ajouter au muriate 80 parties d'eau, on en prend une petite quantité que l'on divise en plusieurs verres, et on ajoute à chaque liqueur une quantité déterminée d'eau. On plonge des lames d'étain dans les différents verres, et d'après la beauté et la richesse du *pourpre* qu'indique l'épreuve, on met la même proportion d'eau à la totalité de la liqueur. Le précipité se dépose lentement; on le lave avec soin sur le filtre.

D'après Proust, il faut chauffer la dissolution du muriate d'étain pour volatiliser le gaz hydrogène arsénié, dont la présence est nuisible à l'éclat du *pourpre*.

Les acides sulfurique et nitrique, étendus d'eau, embellissent le *pourpre* en lui enlevant une partie d'étain.

Le *pourpre de Cassius* est de l'oxidule d'or, mêlé d'oxide d'étain.

Selon Proust, c'est une combinaison d'or métallique avec l'oxide d'étain au *maximum;* car en traitant le *pourpre de Cassius* par de l'acide nitro-muriatique, l'or se dissout, tandis que l'oxide d'étain au *maximum* reste insoluble. Mais l'étain n'a pas acquis son *maximum* d'oxidation aux dépens de l'acide nitrique, car si l'on dissout l'étain du *pourpre* par l'acide muriatique, il est également au *maximum* d'oxidation, et l'or reste en état métallique. Proust pense, d'après cela, que l'oxidule du muriate d'étain passe au *maximum* parce qu'il enlève l'oxigène à l'oxide d'or.

Comme le *pourpre* est soluble dans l'ammoniaque, on doit le considérer comme une combinaison chimique de l'or métal avec l'oxide d'étain; car les précipités métalliques de l'or ne sont pas solubles dans l'ammoniaque, et l'oxide d'étain ne l'est que très-imparfaitement; en conséquence, cette solution ne pourroit pas avoir lieu sans que les deux substances aient contracté une combinaison chimique qui leur donne des propriétés nouvelles (Proust).

Richter est à peu près de la même opinion.

D'après Orshall, on obtient un précipité *pourpre* si l'on emploie, au lieu du muriate d'étain, une dissolution de

mercure dans de l'acide nitro-muriatique. Le sulfate d'étain donne, avec l'or, un précipité *pourpre*, selon Proust.

La découverte du procédé est due à un médecin de Hambourg, nommé *Cassius*. Son fils publia, en 1681, l'instruction suivante : *De extremo illo et perfectissimo naturæ opificio ac principe terrenorum sidere, auro, et miranda ejus natura, generatione, affectionibus, affectis atque ad operationes artis habitudine cogitata, experimentis illustrata, et* p. 101.

Est tamen modus adhuc alius, quique hactenus secretior fuit, qui per singularem auri mediante liquore jovis precipitationem, sulphur ejus fixum eleganter extravertitur.

PRASE. *Voyez* QUARTZ.

PRECIPITATION. C'est la séparation, sous forme sèche et pulvérulente, d'une matière quelconque, dissoute d'abord dans un liquide, et qu'on en fait déposer plus ou moins indissoluble par une décomposition chimique.

PREHNITE. Silex Prehnites Wern. *Prehnit.*

Ce fossile est d'un vert de pommes plus ou moins foncé.

Il y en a deux espèces, la *prehnite* lamelleuse et la *prehnite* fibreuse.

On trouve la *prehnite* lamelleuse en masse et cristallisée. Les cristaux sont en partie groupés, et paroissent être des prismes tétraèdes à sommets *dièdres*. Quelquefois ce sont des tables irrégulières à 6 faces, des rhomboïdes ou des parallélipipèdes plats.

La cassure longitudinale est imparfaitement lamelleuse, rarement rayonnée ; la cassure transversale est d'un grain fin.

Le fossile est presque toujours demi-transparent. Il est dur, facile à casser, d'une pesanteur spécifique de 2,6969.

Au chalumeau, il mousse plus fortement encore que le zéolithe, et il fond en un email brun.

La *prehnite* est composée, d'après Klaproth, de

Silice	43,83
Alumine	30,33
Chaux	18,33
Oxide de fer . . .	5,66
Air et eau. . . .	1,16
	99,31

Hassenfratz a trouvé, dans un échantillon du Dauphiné,

Silice	50,0
Alumine	20,4
Chaux.	23,3
Fer.	4,9
Eau.	0,9
Magnésie.	0,5
	100

Voyez Ann. de Chim., t. 1, p. 208.

C'est Werner qui a séparé ce fossile du zéolithe et l'a considéré comme un minéral particulier. L'échantillon que Werner a examiné, avoit été rapporté du Cap de Bonne-Espérance par le colonel Preln, d'où lui vient le nom de *prehnite*.

La *prehnite* fibreuse a presque la même couleur; on la trouve compacte et en morceaux réniformes. Ce fossile est mat; l'intérieur est d'un éclat de cire, et quelquefois d'un éclat nacré. La cassure de cette variété est étoilée; ses fibres sont divergentes. Il est transparent, dur et cassant. Sa pesanteur spécifique est de 2,8333.

La *prehnite* qui a été trouvée, par Grotsche, près *Dunbarton* en Ecosse, appartient à cette variété. *Voyez* Ann. de Chim., t. 1, p. 215.

Depuis cette époque, on l'a trouvée dans plusieurs contrées d'Ecosse, à Reichenbach et Oberstein (1).

Le kouphalite appartient probablement au genre *prehnite;* Vauquelin y a trouvé :

Silice.	48
Alumine.	24
Chaux	23
Oxide de fer	4
	100

PRIME D'EMERAUDE. Plasma. *Plasma.*

Ce fossile est ordinairement d'un vert clair, parsemé de petites taches blanches jaunâtres. On le trouve compacte, en fragments anguleux et en galets arrondis, couvert de talc. Il a un éclat gras, la cassure est conchoïde; il est translucide, quelquefois demi-transparent et dur. Il vient probablement d'Egypte; Karsten l'a trouvé mêlé avec le calcédoine vert d'Olympe. On prétend l'avoir trouvé en Italie et en Moravie.

PRINCIPE AMER. Principium amarum. *Bitterstoff.*

On rencontre des substances végétales et animales qui se distinguent par une saveur extrêmement amère. Le bois de *quassia amara* et les racines de gentiana lutea, sont d'une amertume excessive. Parmi les substances animales,

(1) Laugier a donné récemment l'analyse de la *prehnite* de Reichenbach, dont le gisement a été découvert par M. Faujas, près d'Oberstein.

Cent parties de cette variété de *prehnite* sont formées de

Silice.	42,5
Alumine . . .	28,5
Chaux	20,4
Oxide de fer . .	3,0
Eau	2,0
Potasse de soude.	0,75

La composition de cette variété est parfaitement semblable à celle de la variété du Cap. Elle n'en diffère que par la petite quantité d'alcali qui provient probablement de la gangue qui l'enveloppe.

(*Note des Traducteurs.*)

on peut classer la bile au premier rang. On n'est pas encore parveuu à isoler ce *principe*. L'infusion du bois de quassia (bois de Surinam) paroît cependant le contenir dans l'état le moins impur; aussi le *principe* de ce bois va-t-il servir de type pour décrire les caractères de cette substance.

L'eau restée en contact pendant quelque temps avec le quassia, acquiert une couleur jaune et une saveur très-amère. La couleur doit être considérée comme un caractère appartenant au *principe amer*. Presque toutes les substances qui ont une saveur amère sont plus ou moins jaunes, et communiquent à d'autres corps une couleur jaune. Lorsque l'on fait évaporer l'infusion de quassia à une basse température jusqu'à siccité, il reste une substance d'un jaune brunâtre, un peu transparente; elle conserve sa flexibilité pendant quelque temps et devient cassante à la longue.

Exposée à la chaleur, elle se ramollit, se boursouffle, se noircit, brûle sans beaucoup de flamme, et laisse une petite quantité de cendre. Le *principe amer* est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; il ne rougit pas la teinture de tournesol. Il n'est pas précipité par les eaux de chaux, de barite et de strontiane, ni par les nitrates de mercure et de plomb, les muriates de zinc et de cobalt. Le nitrate d'argent y forme un précipité jaune floconneux. L'acétate de plomb y produit un précipité blanc abondant. Ces deux derniers réactifs sont les seuls qui agissent sur le *principe amer*.

Chenevix a fait plusieurs expériences sur le *principe amer* du café. Pour le séparer, il fit digérer le café torréfié dans l'eau, et versa dans le liquide filtré du muriate d'étain. Le précipité bien lavé fut ensuite délayé dans l'eau, il y fit passer du gaz hydrogène sulfuré; l'étain se précipita et la substance qui étoit combinée avec l'oxide d'étain resta en dissolution dans l'eau. Le liquide évaporé à siccité laissa un résidu qui avoit les propriétés suivantes :

Cette matière étoit jaune et transparente comme la corne; n'attiroit pas l'humidité de l'air; elle étoit soluble dans l'eau et dans l'alcool. La dissolution aqueuse étoit demi-transparente et d'une saveur amère agréable. L'alcali lui ommuniquoit une couleur de rouge de grenat,

La dissolution se coloroit en vert par le sulfate de fer, et donna un précipité de même couleur. Le muriate d'étain y forma un précipité jaune. Ces différents précipités sont solubles dans les acides et perdent leur couleur. *Voyez* Phil. Mag., 1802, 350.

La substance amère qui se forme par le moyen de l'acide nitrique avec les matières végétales et animales, mérite une attention particulière.

Hausmann remarqua que l'indigo, en le faisant chauffer avec l'acide nitrique, se convertissoit en une matière résineuse. Cette substance, bien lavée, laissa une masse brune tenace, peu soluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool. Sa saveur étoit extraordinairement amère. L'eau de lavage évaporée donna des cristaux que Hausmann prit d'abord pour de l'acide oxalique. En traitant la masse par une plus grande quantité d'acide nitrique, il trouva que la masse évaporée étoit brûlée, et que le tube de verre étoit lancé à une certaine distance, comme par l'effet d'une détonnation.

Hausmann prépara une plus grande quantité de ces cristaux; ils restèrent jaunes même après le lavage. Leur saveur étoit amère sans être acide. Ils ne précipitèrent pas le nitrate de chaux, d'où Hausmann a conclu que ce n'étoit pas de l'acide oxalique.

Ces cristaux, peu solubles dans l'eau froide, se dissolvent bien dans l'eau chaude. Une addition de potasse détermine dans la dissolution des petits cristaux soyeux, solubles dans l'eau chaude.

Welther obtint les mêmes cristaux en traitant de la soie par l'acide nitrique. *Voyez* Annales de Chimie, t. 29, p. 301.

La dissolution de soie dans l'acide nitrique fut saturée par la potasse et par la chaux. L'alcool en sépara une substance d'un aspect gommeux.

La liqueur alcoolique, étendue d'eau, laissa une substance jaune, qui étoit mêlée de nitrate de chaux. On décomposa ce sel par du carbonate de potasse, on sépara le carbonate de chaux et on fit évaporer la liqueur filtrée. Le lendemain, on trouva de petits cristaux soyeux d'un

jaune doré, qui s'étoient déposés et qui détonnoient comme la poudre.

Ces cristaux jaunes, solubles dans l'eau et dans l'alcool, blanchissoient par l'acide muriatique oxigéné.

L'acide sulfurique en dégagea du gaz nitreux. L'acide muriatique forma, dans la dissolution, des cristaux blancs micacés, qui se volatilisèrent par la chaleur, et dont la fumée brûla comme une huile essentielle.

Cette substance jaune amère est, selon Welther, un composé triple d'acide nitrique, de potasse et d'une matière amère.

Bartholdi, en faisant des expériences sur l'extrait de saule, a confirmé les résultats de Welther. Cette substance amère de Welther est évidemment celle que Hausmann avoit retirée de l'indigo. Ann. de Chim., t. 32, p. 187.

Fourcroy et Vauquelin ont fait bouillir de l'indigo pulvérisé dans 4 parties d'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,14. Dès que la couleur de l'indigo fut entièrement détruite, on laissa refroidir pour enlever une pellicule résineuse.

On évapora la liqueur rouge à consistance de miel, et l'on fit dissoudre la masse dans l'eau chaude; on y ajouta de la potasse, qui bientôt forma de petits cristaux jaunes. Si l'on traite la résine séparée par une nouvelle quantité d'acide nitrique, on peut la convertir en substance jaune. Avant que cette substance ne soit formée, on obtient des cristaux d'acide benzoïque.

Fourcroy et Vauquelin ont reconnu à la substance jaune les mêmes caractères que Welther avoit indiqués : son amertume, sa propriété de teindre les matières organiques, etc.

Elle est très-soluble dans l'acide nitrique, ce qui la blanchit singulièrement. Les alcalis communiquent à sa dissolution une couleur de rouge de sang.

Le sulfate de fer y forme un précipité rouge, et la potasse un précipité également rouge, ce qui semble indiquer qu'une partie de l'oxigène de la substance détonnante se combine avec le fer.

Quoique cette substance s'unisse facilement aux alcalis,

elle n'est pas acide ; au moins elle ne rougit pas le papier de tournesol.

Lorsque l'on enveloppe la substance jaune dans du papier et qu'on la frappe avec un marteau, il y a une forte détonation, accompagnée d'une lumière vive, effet à peu près semblable à celui que l'on obtient du muriate suroxigéné de potasse, mêlé avec des corps combustibles.

Projetée sur un corps chaud, elle s'enflamme rapidement et brûle avec une flamme blanche purpurine. Lorsque le corps est à une température basse, la substance jaune commence par se fondre, se noircit et s'enflamme ensuite avec une rapidité dont on n'a pas d'exemple, et occasionne un bruit considérable; lorsque le corps sur lequel on projette la substance est presque rouge, l'inflammation est subite et il y a peu de bruit.

Il paroît que la substance jaune ne contient ni de l'acide nitrique ni de l'ammoniaque ; la propriété détonnante semble provenir de la potasse, car lorsqu'on la fait digérer avec des acides, et quand on la lave ensuite avec de l'eau froide, elle ne détonne plus ; elle brûle comme une résine sans bruit, et l'acide se trouve combiné avec un peu de potasse.

La substance, ainsi privée de potasse, est bien plus soluble dans l'eau ; elle donne des cristaux jaunes amers, qui paroissent avoir le caractère d'un acide. Lorsqu'on arrose les cristaux avec un peu de potasse, ils acquièrent la propriété de détonner.

L'indigo n'est cependant pas le seul corps qui donne cette substance. Fourcroy et Vauquelin l'ont obtenue de la chair musculaire ; il paroît que toutes les substances azotées sont susceptibles d'en fournir. L'acide nitrique leur enlève la plus grande partie du carbone, de l'hydrogène et de l'azote, et forme une substance qui est sursaturée d'oxigène. Fourcroy et Vauquelin ont appelé cette substance hydro-carbure d'azote suroxigéné.

Si l'on compare les expériences de Welther à celles de Fourcroy et Vauquelin, on verra que ce chimiste connoissoit les principales propriétés de cette substance ; il ne lui étoit même pas échappé que la détonation étoit due à la potasse. Il est surprenant que le nom de Welther n'ait été

cité qu'une seule fois dans leur mémoire ; les auteurs n'ont pas rendu justice à Welther sur cet objet. Il n'est question de lui que dans le passage suivant : *Il paroît aussi que c'est la même substance que M. Welther a nommée l'*amer, *dont il a soupçonné l'existence dans la bile, et à laquelle il a reconnu la propriété détonnante, mais qu'il attribue à la présence du nitrate de potasse. Il n'en a, au reste, fait mention que par occasion, dans un mémoire consacré principalement à la teinture.*

Les expériences de Welther étoient certainement connues de Fourcroy et Vauquelin ; car le mémoire de Welther a été lu à l'Institut, et à cette occasion Vauquelin remarqua que les substances végétales, traitées par l'acide nitrique, donnèrent une substance semblable. Bartholdi, dans son mémoire sur l'extrait du saule, dit : *les matières végétales se convertissent en partie, comme les substances animales, en un corps jaune très-coloré et très-sapide*, ainsi que M. Vauquelin l'avoit déjà observé lors de la lecture de M. Welther à l'Institut. *Voyez* Annales de Chimie, t. 32, p. 187.

On se tromperoit, au reste, si l'on vouloit croire que les auteurs de cet article prétendent considérer les différentes matières amères comme une substance identique ; ils ont voulu réunir seulement tout ce qui peut avoir quelque rapport à cet objet, et ils ne croient pas démontré que la cause de l'amertume soit due à un principe particulier (1).

---

(1) M. Braconnot, dans un Mémoire sur les gommes-résines, parle d'un acide qu'il a obtenu avec l'aloès et l'acide nitrique ; il remarqua que cet acide avoit de l'analogie avec l'amer de Welther.

Nous avons fait bouillir l'aloès succotin avec l'acide nitrique, et nous avons obtenu une poudre d'un beau jaune, très-amère, qui, délayée dans peu d'eau, lui communiqua une couleur pourpre très-riche. Par l'addition d'un alcali, la couleur jaune passa au rouge foncé.

Cette substance, distillée dans une petite cornue, se fond aisément, et à peine fondue, il s'opère une détonnation ; toute la cornue et le ballon se remplissent alors d'une vapeur rouge foncée qui se condense avec peine. Il passe dans le récipient une liqueur jaune très-acide, amère, d'une forte odeur d'acide prussique, et qui dégage beaucoup d'ammoniaque par la potasse. *Voyez* Annal. de Chimie, t. 68, p. 155.

M. Chevreuil a aussi travaillé sur l'amer de Welther, il en a examiné les propriétés. *Voyez* ses Mémoires dans les Annal. de Chimie, t. 72.

(*Note des Traducteurs.*)

PRINCIPE DOUX DES HUILES. *Voyez* HUILE.

PRINCIPE NARCOTIQUE. Principium narcoticum. *Narkotisches Pflanzenstoff, Betaenbender Stoff.*

Certains végétaux, comme le pavot, la jusquiame, la datura stramonium, la belladone, le solanum nigrum, le tabac, le laurier-cerise, la noix vomique, etc., produisent un effet dans l'économie animale, dont on a voulu attribuer la cause à un principe particulier, le *principe narcotique.*

Il est cependant très-douteux si ces effets sont dus à la même substance, et si la matière que Derosne a retirée de l'opium peut être considérée comme le *principe narcotique.* La rhubarbe et le sulfate de soude agissent l'un et l'autre comme purgatif; l'émétique et l'ipécacuanha occasionnent des vomissements; mais, par analogie d'action, pourroit-on conclure l'identité de nature chimique? Aussi trouve-t-on dans différents végétaux narcotiques une huile essentielle comme dans le laurier-cerise, tandis que l'on trouve dans l'opium un extrait soluble dans l'eau. Le fait est que le *principe narcotique* n'a pas été encore obtenu parfaitement isolé.

PRINCIPE SAVONNEUX. Principium saponaceum. *Seifenstoff, Pflanzenseife.*

L'on trouve dans plusieurs végétaux un principe également soluble dans l'eau et dans l'alcool, insoluble dans l'éther, et qui paroît tenir le milieu entre le mucilage et la résine. Boerhave fut le premier qui rendit les chimistes attentifs à cette substance; il l'appela *materia hermaphroditica.* M. Hermbstædt lui donna le nom de *principe savonneux.* Le safran, la saponaria, la rhubarbe, l'aloès, la gentiane, et plusieurs autres plantes, le contiennent en abondance.

En dernier lieu, M. Schrader, chimiste distingué, a lu, dans une séance de la société des Curieux de la Nature, de Berlin, un mémoire où il prouve qu'il n'existe pas de différence entre le *principe savonneux* et l'extractif; l'un et l'autre sont solubles dans l'eau et dans l'esprit de vin aqueux; l'un et l'autre sont insolubles dans l'alcool (privé

d'eau) et dans l'éther. L'un et l'autre, dès qu'ils ont absorbé de l'oxigène, sont insolubles dans les dissolvants que nous venons de nommer, et ne se dissolvent plus que dans les alcalis caustiques. Cependant ils paroissent susceptibles de différents degrés d'oxidation, et il paroît que le degré d'oxidation qu'ils ont éprouvé influe sur leur solubilité. L'insolubilité dans l'alcool et dans l'éther, dont nous avons parlé, n'a lieu qu'au *maximum* d'oxidation. Du reste l'on ne sauroit nier que l'extractif retiré de différents végétaux ne soit susceptible de bien des modifications dans ses propriétés secondaires, et il a cela de commun avec la plupart des substances organiques. Ainsi, par exemple, le *tannin* se rapproche de l'*extractif*, et n'est peut-être qu'un extractif modifié. *Voyez* Extractif.

Il seroit à désirer que les chimistes s'entendissent pour ne plus parler séparément de *principe savonneux* et d'*extractif*, mais pour traiter collectivement de ces substances. Nous croyons qu'ils pourroient les comprendre sous la dénomination d'*extractif*. Du reste, M. Schrader a trouvé l'azote dans l'extractif.

PROPOLIS (1).

---

(1) On regardoit autrefois la *propolis* comme un mélange résineux. Les mouches emploient cette substance pour boucher les fissures de leurs ruches, et se préserver par là de l'humidité et du froid, qui leur sont également nuisibles. Elles s'en servent aussi pour envelopper et faire périr les insectes et les vers qui ont l'imprudente audace de pénétrer dans leurs ruches. La viscosité dont elle jouit, la rend très-propre à cet usage, et ce qu'il y a de merveilleux dans cet artifice, c'est qu'une fois enveloppés par cette matière, les insectes ne sont plus susceptibles de se pourrir, et, conséquemment, ne peuvent plus nuire, par leurs exhalaisons malfaisantes, à la santé des mouches. M. Vauquelin a analysé cette substance (Annales de Chimie, t. 47, p. 206), et a obtenu les résultats suivants :

Légèrement chauffée, elle se ramollit, devient visqueuse et collante ; mise sur des charbons allumés, elle se fond, se boursouffle et exhale des fumées blanches d'une odeur agréable ; elle se dissout en partie à froid dans l'alcool, qui prend une teinte brune rougeâtre. Ce qui reste est de la cire blanche, mélangée de débris de végétaux et de mouches à miel ; cette cire est à la matière soluble dans l'alcool, dans le rapport de 1 à 7 ; mais il est probable que cette proportion varie dans les différentes *propolis*.

M. Vauquelin a obtenu, par l'évaporation de la dissolution alcoolique, une matière d'un rouge brun, luisante, sèche et cassante comme une

PRUSSIATES. *Blausaure Salze.*

On appelle *prussiates*, la combinaison de l'acide prussique avec les bases salifiables.

Comme les combinaisons de l'acide prussique pur avec les bases salifiables sont peu constantes, parce qu'elles se décomposent à l'air et à une température de 48 degrés centig., ses propriétés n'ont pas encore été examinées avec beaucoup de soin. Le seul chimiste qui s'en soit occupé, est Schéele. Les *prussiates* triples, qui sont plus constants, ont été examinés avec plus de soin. On parlera d'abord des *prussiates* binaires, et on terminera cet article par les *prussiates* ternaires. Il est cependant incertain si l'on peut considérer les *prussiates* métalliques comme des combinaisons binaires.

1° *PRUSSIATES BINAIRES.*

Prussiates alcalins.

Prussiate d'ammoniaque. Ce sel a, d'après Schéele, l'odeur de l'ammoniaque. A la chaleur, il se volatilise en totalité.

Prussiate de potasse (1).

---

résine; cette dissolution est précipitée par l'eau en un lait blanc, où se dépose, au bout de quelques heures, une substance filante et tenace, mais qui devient fragile par la dessiccation. La liqueur de laquelle cette matière est précipitée par l'eau, rougit la teinture de tournesol.

Cette substance se dissout très-aisément dans les huiles grasses et volatiles, ainsi que dans l'éther, et leur communique plus ou moins de consistance. Distillée à une chaleur douce, elle fournit une huile qui a une odeur suave, et qui se colore et s'épaissit par les progrès de la distillation; elle laisse un charbon volumineux.

Ainsi, la *propolis* est formée d'un baume ou résine qui en fait à peu près les trois quarts, d'une petite quantité de cire, et de débris de végétaux et d'animaux très-reconnoissables.

On trouve dans quelques auteurs que la *propolis* dissoute dans l'alcool ou dans l'huile de térébenthine, peut servir à donner une couleur d'or à l'étain et au plomb, réduit en lames minces, et même au cuir, au papier, etc.

Elle pourroit aussi entrer dans la composition de quelques parfums. On l'employoit autrefois en médecine; on lui attribuoit même de grandes vertus, surtout pour la guérison des plaies et des ulcères.

(*Note des Traducteurs.*)

(1) Le *prussiate de potasse* s'obtient, selon Proust, *voyez* Annales de Chimie, t. 60, p. 185, en saturant à la manière de Schéele, de la potasse

Prussiate de soude. On obtient ces sels quand on fait dissoudre la potasse ou la soude dans de l'acide prussique liquide. Ces *prussiates* sont très-solubles dans l'eau, ver-

---

avec du gaz prussique, dégagé des *prussiates de potasse* ou de mercure; mais il est plus expéditif de garder de l'alcool sur une lessive concentrée de charbon animal. On agite de temps à autre, et on reconnoit les progrès de la dissolution au goût alcalin et amer de l'alcool.

On reconnoit aisément le *prussiate* simple à la double saveur alcalino-amere, et à l'aromate dont il parfume fortement la bouche. Il précipite en jaune la dissolution de cuivre, et ne donne pas de bleu avec celle d'oxide rouge, mais il les précipite en jaune ocreux, comme le feroit un alcali pur; enfin il donne du bleu avec une solution de sulfate de fer ordinaire, parce qu'il se constitue d'abord *prussiate* triple, et donne ensuite du *prussiate* de fer, blanc ou bleu. Si le *prussiate* est noir, c'est que l'hydro-sulfure alcalin y introduit de l'oxide hydro-sulfuré, mais on s'en débarrasse avec quelques gouttes d'acide, et le *prussiate* de fer paroit seul.

La dissolution aqueuse de ce *prussiate* abandonne, par la chaleur de l'ébullition, une partie de son acide; ce qui démontre assez que cette combinaison n'est ni solide, ni comparable a aucune de celles qui forment les acides oxigénés. Elle écume continuellement, et a même quelque chose de savonneux. Une bougie allumée qu'on approche du bec de la cornue, fait brûler cette portion d'acide; mais ces pertes ne se bornent pas là; l'acide que ce sel retient plus fortement, à l'aide de la potasse qui commence à prédominer, éprouve aussi, par l'effet de la chaleur, une destruction lente, mais suivie, qui le convertit en ammoniaque et en acide carbonique: à quelqu'époque de l'ébullition que l'on prenne le produit, on y trouve toujours du carbonaté d'ammoniaque mêlé avec un peu d'acide prussique; et, à la fin, quand l'eau commence à manquer, ce carbonate se condense en aiguilles dans le col de la cornue.

Si on restitue de l'eau, afin de pouvoir continuer l'ébullition, ces mêmes produits se trouvent dans l'eau du récipient. Mais après quatre à cinq distillations suivies de la même manière, on cesse enfin de les apercevoir, quoique le résidu salin contienne encore sensiblement de l'acide prussique.

On le dissout alors avec de l'alcool; une partie passe et l'autre se refuse totalement à son action. Dans la liqueur alcoolique, on retrouve en effet du *prussiate de potasse*, mais la masse saline qui lui a résisté, n'est absolument que du carbonate de potasse.

Ce *prussiate* ne trouble pas le muriate de chaux; mais celui qui a souffert une longue ébullition, le précipite abondamment en carbonate calcaire. Il y a donc transformation de *prussiate* en carbonate de potasse.

Tous ces résultats, suivant Proust, autorisent à conclure que le *prussiate* simple de potasse est une combinaison fragile, dont les principes se séparent aisément comme toutes celles qui sont complexes.

Le *prussiate* triple de potasse n'éprouve aucun dérangement par les ébullitions réitérées, c'est un fait. Les lessives qu'on emploie dans la fabrication du bleu de Prusse, contiennent du *prussiate* triple de potasse et du *prussiate* simple. Il ne s'y trouve d'ailleurs aucun sel ammoniacal. On conçoit que le grand excès de carbonate de potasse qu'elles tiennent aussi, n'en souffriroit pas la présence; mais elles exhalent l'ammonia-

dissent les couleurs bleues végétales, et se décomposent en partie par une douce chaleur.

---

que, tant qu'elles sont en ébullition. D'où viendroit donc cet ammoniaque si ce n'étoit de la décomposition du *prussiate* simple? On peut donc en conclure que la cuite des lessives, ou leur concentration, les expose à se détériorer par la destruction de ce *prussiate* même, qu'on ne sauroit trop y conserver; et, comme le carbonate de potasse est aussi un des principaux résultats de cette destruction, il ne cesse d'ajouter à celui qui s'y trouve déjà. Quant aux produits de la destruction du *prussiate* par la fonte, ou par l'ébullition, ils n'ont sans doute rien d'extraordinaire, puisqu'il suffit de connoître la nature de l'acide prussique pour les prévoir; mais il n'en est pas ainsi de l'acide carbonique qui se présente pendant l'une de ses destructions. L'oxigène, par exemple, qui, durant l'ébullition du *prussiate* aqueux, parvient à acidifier le charbon de l'acide prussique, d'où vient-il? Ou cet oxigène sera, comme l'hydrogène, l'azote et le charbon, l'un des débris de l'acide prussique qui se détruit, ou il faudra supposer qu'il y a décomposition d'eau. Il n'est pas encore temps, dit l'auteur, de choisir entre ces deux opinions; mais en attendant de nouvelles lumières, si l'on réfléchit aux circonstances qui accompagnent la production de l'acide prussique, on adoptera pourtant beaucoup plus volontiers le jugement qu'en porte Berthollet, que toute autre hypothèse possible: « Il me paroît difficile, dit-il, de supposer l'existence de » l'oxigène dans une substance qui contient des éléments qui sont si dis» posés à former des combinaisons particulières avec lui, tels que l'hydro» gène et le carbone, et qui peut soutenir un degré de chaleur assez élevé » sans éprouver de décomposition ». A la vérité, pour admettre que cet acide est un produit oxigéné, il faudroit supposer qu'un pareil acide fût capable de disputer l'oxigène au charbon qui l'enveloppe de toute part, et il ne faudroit pas moins que le placer à la tête, non pas des acides, mais des oxides, qui sont connus pour être les plus difficiles à réduire.

Le *prussiate de potasse* donne, avec les dissolutions métalliques, des résultats différents de ceux du *prussiate* triple. Schéele en avoit déjà reconnu quelques-uns. Voici ceux que Proust a remarqués:

Argent. Prussiate triple: précipité blanc qui ne tarde pas à bleuir à cause du *prussiate* blanc de fer qui se mêle à celui d'argent.
—— *Prussiate* simple: caillé blanc qui ne change pas.
Or. Prussiate triple: rien.
—— *Prussiate* simple: précipité blanc qui devient d'un beau jaune.
Acide molybdique. Les deux *prussiates*: rien.
Titane. Prussiate triple: bleu de Prusse appartenant au fer que cet oxide retient toujours.
—— *Prussiate* simple: oxide jaune de fer, tel que le donne ce *prussiate*, avec la dissolution d'oxide rouge.
Urane. Prussiate triple: précipité couleur de sang.
—— *Prussiate* simple: blanc jaune.
Cobalt. Prussiate triple: précipité vert d'herbe.
—— *Prussiate* simple: cannelle claire.
Nickel. Prussiate triple: précipité blanc verdâtre.
—— *Prussiate* simple: blanc jaunâtre.
Manganèse. Prussiate triple: précipité fleur de pêcher.
—— *Prussiate* simple: jaune sale.

Prussiates terreux.

Prussiate de barite. Ce sel est difficilement soluble dans l'eau.

Prussiate de chaux. Lorsque l'on fait dissoudre de la chaux dans l'acide prussique, et si l'on enlève l'excès de chaux qui s'y trouve toujours, en faisant passer dans la liqueur autant d'acide carbonique pour enlever la chaux, le *prussiate de chaux* reste dans la liqueur. Ce sel est décomposé par tous les acides et par les alcalis. A la distillation, l'acide prussique passe, et la chaux reste pure.

Prussiate de magnésie. Lorsque l'on met de la magnésie dans de l'acide prussique, cette terre s'y dissout au bout de quelques jours, et le *prussiate de magnésie* se forme. La magnésie en est précipitée par les alcalis, par la chaux, et dès qu'on l'expose à l'air.

Prussiates métalliques.

Prussiate d'argent. D'après Wuttig, on opère cette combinaison en versant une dissolution de *prussiate* de

---

Cuivre. Prussiate triple : beau cramoisi.
—— *Prussiate* simple : jaune..
Muriate blanc de cuivre, ou muriate dont l'oxide est au *minimum*, dissous en acide marin. *Prussiate* triple : précipité blanc, mais rosé par un peu de cramoisi. On voit que si ce muriate étoit parfaitement exempt d'oxide au *maximum*, le précipité seroit blanc.
Muriate idem. Prussiate simple : précipité caillé parfaitement blanc. Quelques gouttes de potasse lui enlèvent l'acide prussique, et la ramènent au jaune, qui est la couleur de l'oxide de cuivre au *minimum*.
Platine et les deux *prussiates* : rien.

Il résulte : 1° que le *prussiate* triple de potasse ne peut soutenir une chaleur rouge, sans perdre l'oxide noir, et sans se réduire par conséquent à l'état de *prussiate* simple.

2° Que le *prussiate* simple se décompose aussi, mais par une température infiniment plus basse ; son acide se détruit et se réduit à de l'ammoniaque et à de l'acide carbonique ; c'est la destruction de ce sel, par la chaleur de l'ébullition, qui dégrade les lessives à préparer le bleu de Prusse.

Le *prussiate* simple prend le caractère de *prussiate* triple aussitôt qu'on lui présente, ou de l'oxide noir, ou un sel à base d'oxide noir, et acquiert, outre l'avantage de cristalliser, celui de n'être plus décomposable par la chaleur de l'ébullition. (*Note des Traducteurs.*)

potasse dans du nitrate d'argent. Le *prussiate d'argent* se dépose en précipité blanc verdâtre.

En chauffant le précipité lavé et desséché dans une cornue, on obtient l'acide prussique sans qu'il se forme de l'ammoniaque. Le résidu noir a une odeur empyreumatique, un peu analogue à l'acide prussique. Le *prussiate d'argent* est décomposé par le muriate, mais point par le sulfate de fer.

Prussiate de cobalt. Lorsque l'on verse du *prussiate* de potasse dans du nitrate de cobalt, on a des précipités diversement colorés, selon le degré d'oxidation du métal. Dans le nitrate de cobalt il se forme un précipité d'un vert sale, et dans le muriate de cobalt un précipité d'un rouge bleuâtre.

Prussiate de cuivre. Les sels à base de cuivre sont précipités en brun par le *prussiate* de potasse.

En distillant le *prussiate de cuivre*, l'acide prussique se décompose ; il ne se forme pas d'ammoniaque et il reste de l'oxide de cuivre. (Wuttig, Journal de Chimie, t. 5.)

Le *prussiate de cuivre* a été proposé par Hatchett pour la peinture ; des artistes qui se sont occupés de cet objet, ont fait voir qu'il peut être délayé dans l'eau ou dans l'huile, et que la couleur brune a la préférence, en beauté et en solidité, sur toutes les autres.

D'après Hatchett on prépare ce composé de la manière la plus avantageuse, en faisant dissoudre 1 partie de muriate oxidé de cuivre dans 10 parties d'eau ; on y ajoute du *prussiate* triple de potasse jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Il faut bien laver le précipité et le dessécher sans chaleur. (Journ. of the Royal Instit., t. 1, p. 306.)

Prussiate d'étain. On obtient ce sel en versant du *prussiate* de potasse dans une dissolution de muriate d'étain. Le *prussiate* d'étain qui se précipite après avoir été lavé et desséché, est d'un brun clair. Par la distillation sèche l'acide se décompose en totalité ; il se sublime dans

le col de la cornue, une petite quantité de carbonate d'ammoniaque. Le résidu est d'un brun foncé. Le *prussiate d'étain* est décomposé par le muriate, mais point par le sulfate de fer.

Prussiate de fer. Proust a démontré que l'acide prussique peut se combiner avec l'oxidule et avec l'oxide de fer, et qu'il forme avec eux deux sels bien différents.

1° *Prussiate de fer oxidulé.* On obtient ce sel en versant une dissolution de *prussiate* de potasse dans le sulfate de fer oxidulé ; le *prussiate* oxidulé se précipite en poudre blanche. Ce sel n'est pas altéré ni par l'acide sulfurique, ni par l'acide muriatique. Il attire avidement l'oxigène de l'air, et passe à l'état de *prussiate oxidé.* Les acides nitrique et muriatique oxigéné y opèrent le même effet.

2° *Prussiate de fer oxidé.* On obtient ce sel en versant une dissolution de *prussiate* de potasse triple dans du sulfate de fer oxidé au *maximum.* Berthollet, dans sa Statistique chimique, t. 2, p. 253, dit : On suppose que, lorsqu'on précipite une dissolution de fer par un *prussiate* alcalin, il se fait un échange exact, que l'alcali se combine avec l'acide, pendant que l'acide prussique passe en combinaison avec l'oxide de fer. Mais ce n'est pas ce qui a lieu : quoique l'alcali soit en quantité beaucoup plus considérable qu'il n'en faut pour saturer, par exemple, l'acide du sulfate de fer, le liquide qui surnage retient de l'acide sulfurique en excès. Les premières lotions donnent encore des indices d'acidité, et lorsque ces acides cessent, le liquide contient au contraire du *prussiate* d'alcali qui donne un précipité bleu, lorsqu'on y mêle un acide ; à peine parvient-on par un grand nombre de lotions, à obtenir un liquide qui soit entièrement privé du *prussiate* d'alcali.

Il suit de là que le *prussiate* de fer prend en combinaison une quantité considérable de *prussiate* d'alcali, qui ne contribue pas à sa couleur, ou qui n'e fait que la modifier. Ce qui explique le poids considérable de *prussiate* de fer que l'on précipite d'une dissolution de ce métal par le moyen du *prussiate* de potasse, si on le compare à

celui de l'oxide qui entre dans sa composition. D'après le procédé de Proust, le *prussiate* de fer contiendroit toujours du *prussiate* de potasse.

Le *prussiate* de fer au *maximum* est d'un beau bleu, il n'est pas altéré par les acides. L'hydrogène sulfuré lui enlève de l'oxigène et le ramène à l'état de *prussiate* oxidulé. Le même phénomène a lieu si on le renferme dans une bouteille remplie d'eau, après l'avoir mêlé de limaille de fer. Proust, Ann. de Chim., t. 22, p. 88.

Lorsque ce sel a un excès d'oxide de fer, sa couleur est jaunâtre. On obtient ce composé avec excès d'oxide, après avoir fait digérer le bleu de Prusse avec des alcalis, qui lui enlèvent une partie d'acide.

Il est remarquable que l'acide prussique pur ne précipite pas la dissolution de fer; cette décomposition exige l'affinité double. Il paroît d'après cela que l'acide prussique a moins d'affinité pour le fer que n'en ont les autres acides, quoique le *prussiate* de fer ne soit pas décomposé par les autres acides.

Prussiate de mercure. On obtient ce sel, comme Schéele l'a indiqué, en faisant bouillir le bleu de Prusse avec l'oxide rouge de mercure; il cristallise en prismes à 4 faces. Sa pesanteur spécifique est, selon Hassenfratz, de 2,76. Il est soluble dans l'eau.

D'après Berthollet on peut le combiner avec les acides sulfurique et muriatique, pour former des sels triples qui ne sont pas encore examinés (1).

---

(1) Le *prussiate de mercure*, selon Proust, *voyez* Annales de Chim., tome 60, page 227, s'obtient en traitant l'oxide rouge de mercure avec le bleu de Prusse. Ce sel cristallise facilement en prismes tétraèdres.

Il est toujours opaque. Il peut retenir de la potasse s'il y en avoit dans le bleu de Prusse : il retient également de l'oxide de fer; on s'en aperçoit par l'expérience suivante. On en fait chauffer quelques grains avec de l'acide muriatique, dans un petit matras, et il se précipite du *prussiate* blanc.

Pour le purger du fer, il faut faire bouillir la dissolution sur de l'oxide rouge, et à plusieurs reprises; à chaque fois il dépose de l'oxide de fer; mais cette dépuration est assez longue.

Le *prussiate de mercure* change d'état en repassant sur l'oxide rouge,

Prussiate de plomb. On obtient ce sel en versant du *prussiate* de potasse dans une dissolution d'acétate de plomb. Le précipité est d'un blanc jaunâtre; en le distillant, l'acide prussique passe d'abord sans se décomposer, il se sublime ensuite du carbonate d'ammoniaque; il reste dans la cornue une masse noirâtre. Ce résidu, d'une odeur

---

et paroit en prendre une surcharge, car il ne cristallise plus en prismes, mais en petits groupes de cristaux aiguillés très-fins. Leurs dissolutions exigent aussi plus de concentration. De nouvelles dissolutions ne les ramènent point à leur première forme.

Ce sel, chauffé dans une retorte, se décompose très-facilement, et en totalité, si on ne brusque pas la chaleur. Il suffit d'en chauffer quelques grains dans un tube de 3 à 4 lignes de diamètre, fermé par un bout. Si, tandis qu'il chauffe, on présente le bout ouvert à la flamme, le gaz prussique, mêlé d'oxide gazeux, prend feu. Sa flamme est rouge et bleue, terminée par une auréole jaunâtre. Cent grains de *prussiate* prismatique distillés ont rendu 72 grains de mercure, une autre fois 72 $\frac{1}{2}$.

Le résidu de 8 à 9 grains étoit un mélange de charbon et de carbonate de potasse. Cela n'étonnera point, l'alcali ne peut décomposer le prussiate de mercure. Il appartenoit sans doute au bleu de Prusse, qui étoit du commerce.

Les produits qui s'élèvent dans cette distillation sont de l'ammoniaque, de l'huile, et même assez abondamment; de plus, un mélange de gaz carbonique et d'oxide charbonneux.

Il n'y a point, à ce qu'il paroit, de prussiate à base d'oxide au *maximum;* car l'acide prussique, appliqué au mercure doux et au nitrate dont la base est au *minimum*, élimine une portion de mercure, et donne du prussiate à base d'oxide rouge, le même que celui qu'on obtiendroit en traitant directement cet acide avec l'oxide rouge.

L'oxide rouge décompose également le prussiate simple. La potasse en est aussi séparée, et comme elle n'a point d'action sur le prussiate de mercure, celui-ci cristallise au milieu d'elle. Il décompose encore le prussiate triple, et complétement, ce qui demande de longues ébullitions. Alors l'oxide noir, élément de ce sel, passe à l'état d'oxide rouge, et le dépose en ocre. Une partie du mercure lui cède l'oxigène dont il a besoin pour cela; delà vient qu'on le trouve en natuer avec l'ocre qui se précipite; mais sans la suroxidation du fer, ce qui, comme on sait, diminue les affinités de ce métal, l'oxide de mercure ne réussiroit peut-être pas à décomposer une combinaison aussi solide que l'est celle du prussiate triple.

L'acide sulfurique aqueux n'a pas d'action sur le prussiate de mercure, même avec la chaleur; pas la plus légère odeur de gaz prussique.

La potasse sature l'acide sulfurique comme excipient de prussiate, mais ne précipite rien.

L'acide concentré détruit l'acide prussique, donne du sulfureux, et anéantit par-là tout moyen de comparaison.

L'acide nitrique n'est pas plus heureux, même par l'ébullition. On

ammoniacale empyreumatique, projeté sur du papier, s'enflamme subitement à l'instar du phosphore. Pendant la combustion il se dégage de l'ammoniaque, il reste du plomb en état métallique. L'expérience répétée plusieurs fois, le résidu, quoique très-combustible, ne s'enflamma pas spontanément.

Prussiate de zinc. Lorsque l'on verse du *prussiate* de potasse dans une dissolution de sulfate de zinc, il se forme un précipité qui, après avoir été lavé et desséché, est d'un vert de montagne. Ce sel soumis à la distillation acquiert une couleur d'un brun foncé; l'acide prussique est décomposé. Le résidu dans la cornue, projeté sur des charbons ardents, s'enflamme, et il reste de l'oxide blanc de zinc.

---

aperçoit bien au commencement un peu de gaz nitreux, mais c'est sans doute l'oxide noir que contient le prussiate prismatique qui l'occasionne; du reste, le prussiate cristallise au milieu de l'acide. Les alcalis saturent ce dernier, et n'en précipitent également rien.

Mais il n'élude pas de même l'acide muriatique; il y a séparation de gaz prussique, décomposition complète, et le prussiate est changé totalement en sublimé corrosif; aussi l'alcool dissout-il en entier le résidu salin de cette opération; enfin, examiné par les réactifs, on n'y trouve plus que le sublimé. L'alcool, comme on sait, ne dissout point le prussiate de mercure.

La potasse dissout abondamment le prussiate de mercure à l'aide de la chaleur. Ce sel y cristallise en refroidissant. L'alcool l'en sépare, et on le retrouve en entier.

Le muriate d'étain au *minimum*, l'eau hydro-sulfurée, décomposent à l'instant ce prussiate, et l'acide prussique devient libre.

D'après Proust, 1° il n'y a qu'un prussiate de mercure, celui dont la base est au *maximum;* secondement, toute cette concurrence d'affinités que l'acide prussique emprunte de l'oxide noir, quand il s'agit de contracter avec la potasse ou avec l'oxide rouge de fer, et sur laquelle Berthollet a si justement insisté, cesse de lui être nécessaire s'il se trouve vis-à-vis des oxides d'or, d'argent, de cuivre, de cobalt, de nickel, d'urane, de mercure, etc. On voit en effet qu'à l'égard de ce dernier, cet acide, dont les affinités sont si indolentes, si peu propres à lui en mériter le titre, n'a cependant aucun besoin de l'oxide noir pour fournir, avec le mercure, une combinaison saline très-soluble, très-cristallisable, douée, en un mot, de tous les caractères qui distinguent les composés les plus parfaits. Que l'on joigne à ces bizarreries celles qu'il a de préférer le mercure à tous les alcalis, de ne vouloir céder son oxide ni à l'acide nitrique ni à l'acide sulfurique, que leur puissance élève si fort au-dessus de lui, et enfin de ne se rendre qu'à l'acide muriatique, qui se trouve, comme on sait, à tant d'égards au-dessous des acides sulfurique et nitrique.

(Note des Traducteurs.)

Quant aux autres *prussiates* métalliques, on ne connoît que la couleur des précipités que forme le *prussiate* de potasse dans les dissolutions métalliques.

Le sulfate de manganèse est précipité en blanc par le *prussiate* de potasse; un excès du dernier redissout le précipité. L'acide molybdique et le molybdate de potasse sont précipités en rouge brunâtre par le *prussiate* de potasse. Le *prussiate* de nickel devient pourpre par la dessiccation. Les sels à base de titane sont précipités, d'après Klaproth, en vert de pré, mêlé de brun, ceux à base d'urane en brun rougeâtre semblable au kermès. Le nitrate de bismuth forme avec le *prussiate* de potasse, un précipité jaunâtre.

2° *PRUSSIATES TRIPLES.*

Ces sels contiennent, outre le *prussiate* terreux ou alcalin, de l'oxide de fer.

Prussiate d'ammoniaque et de fer. On obtient ce sel, d'après Meyer, en agitant de l'ammoniaque liquide dans un flacon avec le bleu de Prusse, jusqu'à ce que celui-ci prenne une couleur grise. Le liquide filtré est d'un jaune de vin. Par l'évaporation, on obtient des cristaux à 6 faces, solubles dans l'eau, et déliquescents à l'air. Il se décompose à la chaleur comme les autres *prussiates*. (*Woulfe*, Journal de Physique, t. 36, p. 101.)

D'après Van Mons, ce sel ne contient pas d'oxide de fer. *Voyez* son Journal de Chimie, t. 3, p. 280.

Prussiate de potasse et de fer. Ce sel, que l'on appeloit aussi *alcali-phlogistiqué*, a beaucoup attiré l'attention des chimistes; il étoit le principal réactif pour découvrir la présence des substances métalliques.

On l'a surtout employé pour déterminer la quantité de fer dans une dissolution. Les chimistes cherchèrent à l'obtenir très-pur; mais ils se sont assurés que le fer en faisoit partie constituante, et qu'il étoit impossible d'en séparer les dernières parties.

On trouvera dans l'Encyclopédie méthodique, *chimie*, t. 1, p. 225, les nombreux procédés proposés pour lui

enlever le fer. Il faut éviter que le sel ne contienne pas d'alcali libre ; il ne faut pas non plus un excés d'oxide de fer.

Une surabondance de potasse précipite les sels terreux comme ceux à base de zircone, d'alumine, etc. Un autre désavantage est qu'un excès de potasse décompose petit à petit le prussiate bleu de fer qui est contenu dans ce sel triple, et le convertit en *prussiate* jaune ou en *prussiate* de fer avec excès de base.

Pour avoir le *prussiate* triple de potasse, on fait dissoudre, d'après Klaproth, de la potasse pure dans 6 parties d'eau.

On fait chauffer la liqueur dans un matras, au bain de sable, à une température de 82 degrés centig. On ajoute alors du meilleur bleu de Prusse pulvérisé, jusqu'à ce qu'il ne se décolore plus. Après, on filtre la liqueur et on la fait bouillir pendant une demi-heure.

On ajoute à la liqueur filtrée autant d'acide sulfurique étendu, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, et on filtre de nouveau.

On réduit le liquide filtré à un quart par l'évaporation, et on fait cristalliser. Au bout de quelques jours, il se forme des cristaux cubiques ou rhomboïdaux, mêlés d'un peu de sulfate de potasse et d'oxide de fer. On sépare les cristaux jaunes, on les fait dessécher sur du papier à filtrer; on les dissout de nouveau dans 4 parties d'eau froide pour en séparer le sulfate de potasse.

Si la liqueur contient encore du sulfate, on y verse un peu d'eau de barite et on filtre; on obtient alors des cristaux d'un jaune pâle; ils auront les propriétés requises s'ils ne forment plus des stries bleues étant arrosés par l'acide muriatique.

Il faut conserver les cristaux à l'abri du contact de l'air dans des flacons bien bouchés; on peut aussi les remplir d'alcool.

Si ce sel doit être employé pour des expériences de recherches, on doit déterminer exactement sa quantité. A cet effet, on fait rougir dans un creuset de platine un poids connu de cristaux jusqu'à ce que tout l'acide soit décomposé; on dissout l'alcali restant dans l'eau, on lave

l'oxide de fer resté sur le filtre, et on le fait rougir. Ou bien on fait digérer 100 parties de *prussiate de potasse* avec 400 parties d'eau et 200 parties d'acide sulfurique ; on recueille l'oxide de fer précipité, et on le fait calciner.

Henry, dans le journal de Nicholson, t. 4, p. 51, donne un procédé pour préparer le *prussiate de potasse*; mais il est trop dispendieux pour être généralement employé. On prépare d'abord un *prussiate* triple de barite, on ajoute à la dissolution autant de carbonate de potasse, jusqu'à ce que le liquide n'altère plus la couleur du papier de tournesol rougi. On fait digérer pendant une demi-heure ; on filtre et on fait évaporer lentement.

Les cristaux de ces sels sont des cubes ou des parallélipipèdes. Ils sont jaunes, transparents, solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool. Préparés d'après le procédé de Klaproth, ils contiennent à peu près 0,10 d'oxide de fer (1).

Prussiate de soude et de fer. Ce sel ressemble beaucoup au *prussiate* de potasse ; ses cristaux sont cependant d'un diamètre plus considérable ; leur forme n'est pas encore déterminée.

Prussiate de barite et de fer. On prépare ce sel, d'après Henry, en mettant dans l'eau de barite chaude du bleu de Prusse, jusqu'à ce que celui-ci ne se décolore plus ; on filtre ensuite et on évapore ; on obtient des cristaux prismatiques jaunes à faces rhomboïdales. Ils se dissolvent dans 1920 parties d'eau froide et dans 100 parties d'eau bouillante. A la chaleur rouge, l'acide se décompose. Ils sont solubles dans les acides nitrique et muriatique.

Prussiate de chaux et de fer. Pour obtenir ce sel, on verse, sur 2 parties de bleu de Prusse bien lavé, 56 parties d'eau de chaux, et on fait bouillir pendant quelque

(1) *Voyez* la note à l'article Prussiate de potasse, et les Annales de Chimie, t. 60, p. 183.

temps, jusqu'à ce que la liqueur ne brunisse plus le papier jaune de curcuma.

Le liquide filtré est d'un jaune verdâtre. Il a une saveur amère, désagréable. Evaporé, on obtient de petits grains cristallins, solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool.

Ce sel ne peut être préféré au *prussiate* de potasse ; on ne peut même pas l'employer dans le cas où le fer est dissous par l'acide sulfurique : il se précipite alors un sulfate de chaux.

PRUSSIATE DE MAGNÉSIE ET DE FER. Lorsqu'on fait chauffer parties égales de magnésie calcinée et de *prussiate* triple de fer dissous dans l'eau, on obtient une liqueur jaune qui contient le *prussiate* triple de magnésie.

L'évaporation a présenté à Hagen une masse saline, déliquescente, dans laquelle on trouve de petits cristaux cubiques. On peut obtenir aussi ce sel en faisant calciner dans un creuset du sang desséché avec la magnésie ; on lessive la masse et on fait cristalliser la liqueur.

PRUSSIATE DE STRONTIANE ET DE FER. Ce sel se prépare de la même manière que le *prussiate* de barite ; mais il ne cristallise pas si facilement. Il se dissout dans moins de 4 parties d'eau froide. Voyez *Henry*, dans le Journal de Nicholson, t. 3, p. 170.

PUS. Pus. *Eiter*.

On appelle *pus* une matière qui se sépare du corps dans l'état de maladie.

Le *pus* frais a une saveur fade; tandis qu'il est chaud, il a une odeur particulière ; lorsqu'il est froid, il est sans odeur.

Examiné au microscope, il est composé de 2 parties, d'après Home, de petits globules blancs qui nagent dans un liquide transparent.

La pesanteur spécifique est plus considérable que celle de l'eau, il ne se putréfie pas facilement ; il passe, selon Hildebrandt, à une douce chaleur, à la fermentation acide.

La chaleur le fait coaguler. À une chaleur douce, il se dessèche et prend l'aspect de la corne. Projeté sur des charbons ardents, il répand l'odeur de substances animales, et s'enflamme.

A la distillation, on obtient de 8 ½ onces de *pus*, 7 onces 2 gros d'un liquide aqueux qui n'est ni acide, ni alcalin. (Voyez *Bergmann*, Dissertatio de puogenia. Gron, 1785. En continuant la distillation, il passe une liqueur brune ammoniacale très-épaisse, un peu d'huile empyreumatique, différents fluides élastiques, et il se sublime du carbonate d'ammoniaque. Le charbon dans la cornue donne un peu de cendre rougeâtre qui contient, d'après Cruikshank, une trace de fer.

A la température ordinaire de l'atmosphère, le *pus* reste au-dessous de l'eau; par l'agitation, l'eau devient laiteuse, mais par le repos, le *pus* se sépare. La liqueur reste laiteuse, si l'agitation a eu lieu à l'aide de la chaleur.

Le *pus* n'est ni acide, ni alcalin. L'acide sulfurique concentré le dissout, et la dissolution est d'un pourpre foncé. Si l'on étend d'eau le liquide, la couleur disparoît, le *pus* se sépare en masse poreuse, dont une partie se précipite et une autre vient nager à la surface.

L'acide sulfurique étendu d'eau, n'agit pas sur le *pus*.

L'acide nitrique concentré fait effervescence avec le *pus*, le dissout et présente une liqueur jaune; l'eau sépare de cette dissolution des flocons gris.

L'acide muriatique dissout le *pus*, et l'eau le sépare dans son état naturel.

Les alcalis fixes dissolvent le *pus*, et la liqueur est blanche; sa séparation a lieu par l'eau. L'ammoniaque le convertit en une gélatine transparente, et le dissout en quantité considérable.

Le carbonate de potasse, dissous dans 12 parties d'eau que l'on fait chauffer avec le *pus*, à une température de 37 degrés centig., le convertit en masse gélatineuse. Quand le *pus* est de mauvaise qualité, la gelée a bien moins de consistance.

La dissolution aqueuse du *pus* est précipitée par le nitrate d'argent; le nitrate et le muriate de mercure y forment un précipité beaucoup plus abondant.

L'alcool enlève au *pus* les parties aqueuses ; on peut ainsi lui donner plus de consistance ; les huiles se combinent avec le *pus*.

La matière d'une gonorrhée et de la petite-vérole, s'est comportée comme le *pus*.

Darwin a fait des expériences comparatives sur le *pus* et le mucus : 1° le *pus* et le mucus se dissolvent l'un et l'autre dans l'acide sulfurique concentré, mais le premier s'y dissout en quantité bien moindre ; 2° leurs dissolutions sont décomposées par l'eau, le mucus vient nager à la surface, tandis que le *pus* au contraire se précipite ; 3° le *pus* se délaie dans l'acide sulfurique étendu ou dans l'eau salée, ce qui n'a pas lieu avec le mucus ; 4° l'acide nitrique dissout les deux substances, l'eau précipite le *pus*, et le liquide surnageant est clair, tandis que la dissolution du mucus acquiert une couleur sale par l'addition de l'eau ; 5° les alcalis dissolvent le mucus ainsi que le *pus* ; 6° la dissolution alcaline du *pus* est précipitée par l'eau froide, tandis que celle du mucus ne l'est pas ; 7° le sublimé corrosif coagule le mucus : la même action n'a pas lieu avec le *pus*.

D'après Salmuth, ces caractères différentiels ne sont pas bien certains.

Le mucus ne devient pas acide, tandis que le *pus* passe bientôt à la fermentation acide, et ensuite à la putréfaction.

Dans les ulcères malins, les propriétés du *pus* peuvent varier ; dans ce cas, il est ordinairement fétide, et d'une consistance moins épaisse. Lorsque l'inflammation de l'abcès est foible, les flocons sont plus nombreux.

Cruikshank a examiné le *pus* des ulcères chroniques, et Crawford celui du cancer.

L'humeur qui sort des ulcères chroniques est un poison *sui generis*, selon Rollo. Elle est peu soluble dans l'eau : par l'agitation l'eau devient laiteuse ; elle n'est ni alcaline ni acide.

L'ammoniaque, les nitrates d'argent et de mercure, se comportent à peu près comme avec le *pus* ordinaire.

L'eau de chaux change l'odeur fétide sans la détruire. Cette odeur est augmentée par l'alcool, l'acide sulfurique

et la dissolution de l'oxide d'arseuic dans la potasse. Une décoction de quinquina n'y produit aucun effet. Son odeur fétide est détruite par le nitrate et le muriate de mercure, et par les acides nitrique et muriatique oxigéné. Il est remarquable que le nitrate d'argent, qui détruit l'odeur fétide de l'humeur du cancer, n'a aucune action sur l'odeur de cette matière.

Cruikshank présume que l'odeur fétide provient de la décomposition d'une des parties constituantes du *pus*. Il croit de plus que le *pus* est capable d'engendrer d'autres ulcères. Il chercha un remède dans les moyens destructifs du *pus*. Le nitrate de mercure, les acides nitrique et muriatique oxigéné se sont montrés surtout efficaces. Rollo a tiré de grands avantages de ces moyens, excepté dans les cas où la plaie étoit trop étendue.

Le *pus* que le docteur Crawford a retiré des ulcères du cancer, verdissoient toujours le sirop de violette, ce qu'il attribue à l'ammoniaque. L'acide sulfurique le colore en brun et en dégage avec effervescence une odeur d'hydrogène sulfuré, d'où Crawford conclut qu'il contenoit de l'hydro-sulfure d'ammoniaque.

A la distillation, il passe d'abord de l'eau, ensuite des vapeurs blanches d'une odeur fétide, et une huile empyreumatique.

Le *pus*, en raison de l'hydro-sulfure d'ammoniaque, agit sur les métaux; il noircit la surface du mercure et le nitrate d'argent.

Le gaz que le docteur Crawford a obtenu en distillant le *pus* (qu'il appelle *gaz animal hépatique*), communique une couleur verte à la graisse fraîche; il ramollit les muscles et les dispose à la putréfaction. Son odeur est détruite sur-le-champ par l'acide muriatique oxigéné. L'acide nitrique concentré opère le même effet. *Voyez* Annal. de Chimie, t. 12, p. 144.

PUTRÉFACTION. Putrefactio, Putredo. *Fæulniss.*

La *putréfaction* est le dernier période de la décomposition, produite par l'action réciproque des substances organiques. On lui a donné aussi le nom de *fermentation putride*, en la considérant comme le dernier degré de la

fermentation. Mais il y a plusieurs substances susceptibles de se putréfier, sans que l'on y aperçoive auparavant aucune trace de fermentation alcoolique : c'est pourquoi on ne doit pas envisager la *putréfaction* comme une suite de la fermentation.

Il faut distinguer, dans les substances animales, la *putréfaction* au contact de l'air, de celle qui s'opère à l'abri de l'air.

Parlons d'abord de la *putréfaction* qui a lieu dans le premier cas. Les phénomènes varient à l'infini, et les modifications sont si multipliées, que l'on ne peut encore donner une théorie complète de la *putréfaction*.

Il n'y a que les substances molles et liquides du règne animal qui subissent la *putréfaction*. Par exemple, pour que la chair musculaire se putréfie, il faut qu'elle ait un certain degré d'humidité, et qu'elle soit exposée à une température de 18 degrés centig. environ.

Dès que la *putréfaction* commence, la couleur de la chair devient plus pâle, et sa consistance diminue. Elle transpire une liqueur séreuse dont la couleur change promptement. Le tissu se relâche, et l'organisation est détruite. Il se répand une odeur désagréable; le corps putride s'affaisse, son volume diminue, et son odeur devient de plus en plus forte et ammoniacale.

Lorsque l'on conserve le corps putréfié dans un vase clos, la *putréfaction* paroît, d'après les observations de Fourcroy, s'arrêter à ce degré. On ne remarque pas d'autre odeur que celle de l'ammoniaque. La substance animale fait effervescence avec les acides, et verdit le sirop de violette. Cette odeur ammoniacale se perd à l'air libre, et se convertit en une odeur putride insupportable.

Les corps en *putréfaction* perdent davantage de leur consistance ; on remarque un léger mouvement, la substance se boursouffle, ce qui dépend des fluides élastiques qui se dégagent en petite quantité. La couleur de la chair est entièrement altérée, les fibres sont à peine perceptibles ; il en découle un liquide coloré. L'ensemble présente une masse molle brune ou verdâtre, d'une odeur nauséabonde. La matière pâteuse prend successivement

plus de consistance, sa couleur devient plus foncée; il reste enfin une substance friable, qui attire un peu l'humidité de l'air.

Frottée entre les doigts, elle se convertit en une poudre terreuse. C'est le dernier degré de *putréfaction;* pour qu'une substance animale arrive jusqu'à ce période, il faut un laps de temps de 18 mois à 3 ans.

Les liqueurs animales se troublent par la *putréfaction.* Il se manifeste la même odeur que celle que donne la viande; il se dégage des fluides élastiques; il se forme de l'ammoniaque.

Ces changements proviennent de ce que les substances animales, privées de vitalité, agissent les unes sur les autres, et forment des combinaisons nouvelles. La présence de l'oxigène de l'air, de l'humidité et de la chaleur, favorise singulièrement ces décompositions, et contribue à la formation des composés nouveaux.

Les produits que l'on obtient dans ces circonstances, sont :

De l'*acide carbonique.* Il paroît que l'oxigène de l'eau se combine avec le carbone de la matière animale. Cela est d'autant plus probable qu'il est presque toujours mêlé d'un peu de gaz hydrogène. Le gaz acide carbonique se dégage au commencement de la *putréfaction.* A mesure que la *putréfaction* avance, la quantité de gaz hydrogène augmente; ce gaz contient presque toujours une quantité de carbone en dissolution.

De l'*ammoniaque.* La plus grande partie de l'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau, se combine avec l'azote de la substance animale, et forme de l'ammoniaque. Cet alcali est véritablement un produit de la *putréfaction,* car la viande fraîche n'en contient pas un atome. Lorsqu'on lui enlève l'azote par l'acide nitrique, il ne se forme plus d'ammoniaque par la *putréfaction.* Pour la formation de l'ammoniaque, il est essentiel que l'azote et l'hydrogène se rencontrent au moment où ils prennent l'état du gaz.

D'après Delamétherie, on a trouvé fréquemment du soufre dans des endroits où des matières animales étoient

en *putréfaction.* A Paris, on a même trouvé du soufre dans les lieux pénétrés de matières animales. Dans la *putréfaction*, il se sépare aussi du phosphore. Ces deux corps combustibles s'unissent à l'hydrogène, et forment du gaz hydrogène sulfuré et phosphoré. Le dernier gaz paroît être la cause des feux-follets et d'autres phénomènes lumineux que l'on aperçoit dans les cimetières et autres endroits où se trouvent des cadavres. Ce gaz est peut-être la cause de la phosphorescence de la viande et des poissons pourris.

Guyton a renfermé un morceau de chair musculaire avec l'acide nitrique dans un flacon ; au bout de 5 ans il y a trouvé des cristaux de nitrate de potasse. Thouvenel a remarqué que dans les endroits où l'on fait pourrir des substances par les nitrières, on trouve aussi de la soude.

Il se forme quelquefois de l'acide nitrique par la *putréfaction.* Dans cette circonstance, il paroît que l'azote de la substance putride se combine avec l'oxigène de l'air. Thouvenel recueillit le gaz provenant de la *putréfaction* dans des flacons remplis de gaz oxigène, et d'un alcali ou d'une terre. Au bout de quelques mois, il s'étoit formé de l'acide nitrique. La *putréfaction* du sang en donnoit le plus, et parmi les bases, la chaux parut plus propre à fixer cet acide que les alcalis. Les commissaires de l'Académie des Sciences de Paris, remarquèrent la formation de l'acide nitrique, en mettant de la chaux vive lessivée à l'eau chaude dans des paniers exposés aux vapeurs du sang en *putréfaction.* La réussite de cette expérience exigeoit une atmosphère calme, qu'il ne falloit renouveler que de temps en temps et très-lentement. L'azote qui, dans certaines circonstances, se combine avec l'oxigène pour produire de l'acide nitrique, se dégage quelquefois en état isolé, et quelquefois même il donne naissance à la formation de l'acide prussique.

Il est probable qu'il se dégage, pendant la *putréfaction*, un gaz particulier qui a cette odeur putride, et qui est si pernicieux à l'économie animale. Ce gaz, qui n'a pas encore été examiné, se forme et s'accumule tellement dans la *putréfaction* des cadavres, que le bas-ventre finit par se crêver. Les fossoyeurs connoissent par expérience l'ac-

tion dangereuse de ce gaz. Ils ont remarqué que les cadavres se boursoufllent d'une manière plus prompte dans les moments d'orage ou d'un ouragan dans l'air.

Les moyens qui militent contre la *putréfaction* sont appelés *moyens anti-septiques* ou *anti-putrides*. La vie est un des anti-septiques le plus puissant. On avoit prétendu que la *putréfaction* ne pouvoit pas avoir lieu dans le corps vivant ; il paroît cependant que dans certaines maladies la force vitale est tellement affoiblie, que le commencement de la *putréfaction* peut se manifester avant la mort.

On empêche la *putréfaction* des substances animales quand on leur enlève toute l'humidité. On a des exemples de ce moyen anti-putride dans les momies de *Khorasan* ; provenant des cadavres enfouis dans le sable chaud du désert, dans les corps du tombeau de la chapelle du couvent au Saint-Bernard, et dans le tombeau de plomb à Brême.

Les acides, les alcalis, les sels neutres, l'alcool, les huiles essentielles, les baumes, les résines, les aromates, la fumée, etc., agissent plus ou moins comme anti-putrides.

L'attachement aux personnes qui nous sont chères, et quelques idées religieuses, ont fait naître le désir de conserver leurs dépouilles. De-là l'art d'*embaumer*, art que les Egyptiens possédoient à un haut degré de perfection, puisque leurs cadavres embaumés se sont conservés jusqu'à nos jours.

Ils employèrent plusieurs procédés qui ont été publiés par Hérodote et par Diodore ; mais ils sont imparfaits. Voici la manière dont les modernes embaument les cadavres.

Aussitôt que le cadavre est devenu roide et dur, il faut le laver, d'après Hunter, avec de l'eau chaude. On ouvre une des artères la plus grosse pour y injecter un mélange de 2 parties d'huile de camomille, de 8 parties d'huile de lavande, et de 16 parties d'huile de romarin. On peut employer aussi de l'huile de térébenthine seule ou mêlée avec un peu d'huile de romarin et de lavande. Si l'on veut donner une couleur rouge au liquide à injecter, on y délaie

un peu de cinabre. Il faut que l'injection se fasse avec une force tellement grande, que les plus petits vaisseaux, même ceux du tissu cellulaire, en soient remplis.

Immédiatement après, on vide la poitrine et le bas-ventre, en y laissant le *tronc de l'aorte*, *le rectum*, et chez les femmes les parties génitales intérieures. On nettoie bien les boyaux, et on dessèche les entrailles avec des serviettes. Il faut aussi enlever le sang et l'huile injectée de l'intérieur du corps, en comprimant les vaisseaux. On remplit les artères, ainsi que les autres gros vaisseaux, d'un mélange de 6 livres d'huile de térébenthine, de 5 onces de térébenthine, de 2 onces de camphre et de 3 livres d'alcool. Avec ce mélange, on humecte fréquemment les parties charnues, et on en remplit les vaisseaux des entrailles. On remet ces dernières dans leur position naturelle. On met dessous, au milieu et dessus, une poudre composée d'une livre de résine jaune ou de poix, de 6 livres de nitre et de 5 onces de camphre : on fait en sorte que toutes les cavités soient remplies.

Après avoir injecté une partie du liquide dans le creux de la poitrine et dans le ventre, on le coud. On nettoye la bouche et la gorge à l'aide d'injections. On remplit les oreilles, les narines, l'anus, les parties génitales et les paupières, de la poudre indiquée ci-dessus. On frotte toute la surface du corps, après l'avoir bien lavé et desséché, avec une dissolution alcoolique camphrée, et enfin avec l'huile de térébenthine et de lavande.

Pour enlever le reste de l'humidité au cadavre, on le place dans un cercueil, sur du plâtre calciné et pulvérisé, de sorte qu'il en soit couvert à moitié. On met autour du cadavre des morceaux de camphre et des flacons remplis d'huile essentielle. On ferme le cercueil avec son couvercle muni d'un carreau de verre. Au bout de 4 ans, il faut renouveler le gypse.

D'après Chaussier, on garantit les substances animales de la *putréfaction*, en les laissant pendant quelque temps dans une dissolution de sublimé corrosif, et en les desséchant ensuite; elles deviennent dures comme du bois : l'air n'a plus d'action sur elles. Quand on les a injectées auparavant, elles ont la couleur et l'aspect du corps vivant.

John Sheldon injecte plusieurs parties du corps avec une dissolution alcoolique camphrée d'huile de térébenthine. On frotte la peau avec de l'alun pulvérisé. Après avoir enlevé les entrailles, on les couvre, ainsi que l'intérieur du corps, d'un vernis fait avec le camphre et la résine, et on les frotte encore avec de l'alun. Pour enlever au cadavre toute l'humidité, on le place sur une couche de chaux vive d'un pouce d'épaisseur. On le conserve dans une caisse de bois dont l'intérieur est de cèdre.

La *putréfaction* offre des phénomènes tout différents si les corps sont enfouis dans la terre. Les phénomènes dépendent beaucoup de la nature du sol qui enveloppe le corps, de son humidité ou de sa sécheresse.

Fourcroy a fait plusieurs observations intéressantes dans les fouilles du cimetière des Innocents à Paris. Il trouva les cadavres dans trois états différents qui parurent dépendre du laps de temps qu'ils avoient resté dans la terre, de l'endroit, et de leurs proportions.

1° Il ne restoit que les os des cadavres les plus anciens ;

2° Plusieurs cadavres enfouis séparément étoient desséchés. La peau, les muscles et les tendons étoient secs, fragiles et durs, d'une couleur plus ou moins grise, et qui ressembloient aux momies que l'on a trouvées dans les catacombes et dans les souterrains des Cordeliers à Toulouse, ce qui avoit lieu surtout quand les corps étoient maigres, et quand le sol étoit assez sec pour absorber toute l'humidité ;

3° L'aspect le plus remarquable étoit dans les cadavres enfouis dans les fosses communes. Ces tombeaux sont des fosses de 30 pieds de profondeur, de 20 pieds de longueur et d'autant de largeur. On y enterroit les pauvres, et chaque fosse contenoit 1000 à 1500 cadavres qui n'étoient séparés que par une planche mince du cercueil. Il falloit trois ans pour remplir une telle fosse, et on les ouvroit au bout de 15 à 30 ans. Fourcroy, qui étoit présent à l'ouverture d'une fosse qui étoit fermée depuis 15 ans, trouva les parties molles des cadavres converties en une masse grise semblable au fromage ; elle se ramollissoit entre les doigts, et ne répandoit pas d'odeur désagréable.

Les fossoyeurs, très-familiarisés avec ce phénomène, appelèrent la substance, d'après son aspect, *graisse*.

Tous les cadavres n'étoient pas également avancés; dans quelques-uns on distinguoit encore des restes de muscles, reconnoissables à leur couleur rouge et à leur tissu fibreux. Dans les cadavres qui étoient entièrement convertis en substance grasse, on ne remarquoit plus de trace de muscles, de nerfs, etc.; les entrailles même avoient subi ce changement : l'ensemble parut être passé à l'état de graisse.

Le visage n'étoit plus reconnoissable, la bouche détruite, sans langue et sans palais. Le cartilage du nez avoit participé à ce changement général. La cervelle, ainsi que les parties internes, étoient changées. La peau étoit encore couverte de cheveux, et parut résister le plus à l'altération.

Dans les cadavres qui n'étoient enterrés que depuis 5 ans, la substance grasse étoit molle, très-légère, et renfermoit beaucoup d'eau. Au bout de 30, 40 ans de séjour, le tissu lamelleux de la graisse étoit fragile et compacte. La graisse des cadavres conservés dans un terrain sec, étoit demi-transparente et avoit l'aspect de la cire. *Voyez* art. ADIPOCIRE.

La formation de cette substance grasse s'explique de la manière suivante. Le carbone, qui fait une des parties constituantes de la matière animale, se combine avec l'oxigène, et se dégage en gaz acide carbonique. L'azote se combine avec une partie de l'hydrogène et forme de l'ammoniaque, dont une partie se volatilise, tandis que l'autre se combine avec le corps gras. L'hydrogène prédomine dans le résidu; il forme la substance grasse avec une petite quantité d'oxigène et de carbone.

Voyez Boerhave, Elementa chimic., t. 2, p. 231; Fourcroy, Système de Chimie, t. 5 et t. 8.

Les substances végétales qui renferment du gluten et de l'albumine, sont sujettes à la *putréfaction*.

Le tissu des végétaux en *putréfaction* se ramollit; ses parties se gonflent : il se dégage du gaz acide carbonique et du gaz hydrogène carboné. Lorsque les plantes contiennent de l'azote, ce qui est ordinaire dans plusieurs

espèces rangées dans la tétradynamie, il se forme aussi de l'ammoniaque pendant la *putréfaction*. Plusieurs donnent du gaz hydrogène sulfuré et du gaz hydrogène phosphoré. Dans toutes ces compositions, il faut considérer l'hydrogène comme la substance principale qui se combine de beaucoup de manières avec les autres parties constituantes.

Le dégagement des fluides élastiques continue plus ou moins long-temps, suivant la solidité des végétaux. Une grande quantité de la masse végétale est volatilisée en vapeurs; l'odeur putride cesse, et il ne reste que les parties fixes qui constituent le *terreau*.

Cette *putréfaction* végétale offre également des modifications très-variées. Les forêts enfoncées dans l'intérieur de la terre, qui donnent naissance au bois fossile, aux charbons de terre, etc., parviennent à cet effet par une *putréfaction* supprimée. On peut les considérer comme des cadavres que la nature a enfouis dans des fosses communes.

Un phénomène remarquable que le bois présente dans certaines circonstances de cette décomposition, c'est la *phosphorescence*. Les principales conditions pour que ce phénomène se manifeste, paroissent être l'humidité, l'absence de la lumière et de l'air. Le bois luisant a perdu de ses parties résineuses; il est friable, fibreux, et plus mou que le bois frais.

PYCNITE, LEUCOLITHE DE DELAMETHERIE, *Stangenstein*.

Les couleurs de ce fossile varient du blanc jaunâtre au blanc rougeâtre.

On le trouve sous la forme de prismes alongés et cannelés, réunis parallèlement en faisceaux. Ils ont l'apparence de certains bérils incolores, et sont, comme eux, originaires du prisme hexaèdre régulier; mais ordinairement ces prismes sont déformés par des cannelures longitudinales.

La *pycnite* est d'un éclat gras; elle est translucide. Sa pesanteur spécifique est, selon Bucholz, de 3,503. Le fossile est un peu dur et facile à casser. Plusieurs cristaux deviennent électriques par la chaleur, selon Haüy. Il ne

fond pas au chalumeau. Au feu du fourneau de porcelaine, il se durcit, la surface devient rude, et il y a une perte de poids considérable.

La *pycnite* est composée, selon Bucholz, de

Silice	34
Alumine	48
Fer magnésifère	1
Acide fluorique et eau.	17
	100

Selon

	KLAPROTH,	VAUQUELIN,
Silice.	43,0	36,8
Alumine	49,5	52,6
Acide fluorique	4,0	5,8
Eau	1,0	1,4
Fer oxidé	1,0	0,0
Chaux	0,0	3,3
	98,5	100,

Bernhardi a fait voir que la *pycnite* devoit être réunie à la topaze. Haüy, d'après ses recherches, a proposé le même changement. *Voyez* Bulletin des Sciences, 1808, p. 101.

PYRITE. *Voyez* SULFURE MÉTALLIQUE.

PYROMÈTRE. Pyrometrum. *Feuermesser, Pyrometer.*

L'usage des thermomètres doit naturellement cesser aussitôt que les liquides, tels que l'alcool et le mercure, sont exposés à une température capable de les réduire en vapeurs, ce qui a lieu dans les thermomètres à alcool à 180 deg. Fahr., et dans le thermomètre à mercure à 600 deg. Fahr.

Il importe cependant au chimiste de pouvoir mesurer des températures plus élevées et bien au-dessus du *maximum* du degré du thermomètre : on atteint ce but avec le *pyromètre*.

Le *pyromètre* de Wedgwood est celui qui remplit le mieux ces intentions.

Dans la construction du *pyromètre*, Wedgwood est

parti du principe que l'argile exposée à une forte chaleur prend du retrait, et que son volume diminué n'augmente pas par le refroidissement. Cette diminution de volume est, au reste, en rapport avec le degré de chaleur que l'on fait subir à la substance. Cette analyse de l'argile de faire une exception à la règle, que tous les corps se dilatent par la chaleur, dépend de ce que l'eau et des fluides élastiques se volatilisent.

Le *pyrometre* est composé de deux pièces, l'une pour mesurer la diminution du volume de l'argile chauffée, et l'autre de petits morceaux d'argile d'une longueur déterminée.

La mesure est en laiton ou en platine. C'est une plaque sur laquelle se trouvent deux rainures du même métal. Ces rainures forment un canal convergent. A l'extrémité, où les deux lignes sont le plus divergentes, elles sont éloignées à une distance d'un demi-pouce, et à l'autre extrémité, où elles s'approchent le plus, elles sont éloignées l'une de l'autre de $\frac{3}{10}$ de pouce. Toute la longueur du canal est divisée en 240 parties égales. Comme tout le canal est de 22 pouces de long, chaque degré est de $\frac{1}{10}$ de pouce. On compte les degrés depuis l'ouverture large jusqu'à l'extrémité étroite. Si un corps est taillé, qu'il entre précisément dans le canal à l'extrémité la plus large, il est naturel qu'après avoir diminué de volume par le feu, il doit s'y enfoncer davantage.

On donne au morceau d'argile la forme cylindrique un peu aplatie à une des faces. Comme les différentes variétés d'argile prennent un retrait plus ou moins considérable par un même degré de feu, Wedgwood a imaginé un composé qui diminue de volume d'une manière uniforme. Il s'est assuré par expérience qu'un mélange de deux parties d'argile de Cornouailles et 1 partie d'alumine, remplissoit le but que l'on devoit se proposer. Il se procure l'alumine en précipitant l'alun et en lavant le précipité fréquemment par l'eau bouillante.

Il faut que l'argile soit exactement mêlée avec l'alumine. A l'aide d'un moule on donne à la masse la forme cylindrique, et on la coupe en morceaux d'une longueur et d'un diamètre presque égaux. On les fait rougir foiblement,

ce qui leur donne un peu plus de dureté et les rend propres à être transportés avec plus de facilité. Avant de les employer, il faut mesurer les morceaux d'argile en les introduisant dans l'extrémité du canal. Si le cylindre est trop long, il faut le réduire à la longueur ordinaire; s'il est trop petit, il faut marquer exactement la quantité des degrés que l'on doit déduire.

Lorsque l'on veut employer le cylindre pour le *pyromètre*, on le met dans le feu dont on veut connoître l'intensité. On le retire au bout de quelque temps, et quand il est refroidi, on l'introduit dans la rainure. On remarque le degré jusqu'où il peut être poussé, ce qui indique sa diminution; de là on peut estimer le degré de chaleur qu'a pu subir le cylindre d'argile.

Un cylindre qui a déjà servi, peut encore être employé à une température plus élevée, mais jamais à une température inférieure à celle qu'il avoit indiquée.

Wedgwood a cherché à comparer les degrés pyrométriques avec ceux du thermomètre à mercure, de Fahrenheit. Il croit pouvoir établir le résultat qu'un degré de son *pyromètre* est égal à 130° Fahr., et il met le zéro du *pyromètre* à 1077,5° du thermomètre de Fahr. (1).

La table suivante contient les rapports entre les degrés du *pyromètre* de Wedgwood et le thermomètre de Fahrenheit.

	Fahren.	Wedg.
Maximum de l'échelle du *pyromètre* de Wegdwood. 4	32277°	240
La plus grande chaleur d'un fourneau à vent de 8 pouces de diamétre, la porcelaine de Nanking ne peut ni s'y fondre, ni ramollir. . .	21877	160
La porcelaine de la Chine se ramollit. . . . . } qualité supérieure .	21357	156
} qualité inférieure .	15600	120
Fer de fonte entièrement fusible	20200	150
Porcelaine de Bristol résiste à	18627	135
Fer de fonte commence à fondre à.	17977	130
La plus grande chaleur d'une forge de maréchal ordinaire.	17322	178

(1) Danse une des notes suivantes, on verra que M. Guyton-Morveau a été conduit à des résultats tout différens; suivant ce chimiste, le zéro du pyromètre de Wedgwood répond à 518° Fahr. (*Note des Traducteurs.*)



	Fahren.	Wedg.
La plus grande chaleur d'un fourneau de plaques de verre	17197°	124
La porcelaine de Bow se vitrifie à	16807	121
La porcelaine de Derbis se vitrifie	15637	112
La porcelaine de Chelca se vitrifie	14729	105
Le grès cuit	14337	102
La porcelaine de Wercaster	13297	94
La chaleur du fer par la forge, la plus forte	13427	95
La chaleur du fer par la forge, la plus foible	12777	90
Grès d'un blanc laiteux sale cuit	12257	86
Fourneau de flintglas (chaleur foible)	10177	70
Chaleur pour la préparation des plaques de verre	8487	57
Le grès de Delft cuit	6467	41
L'or fin fond	5237	32
Chaleur pour laisser déposer le flintglas	4847	29
L'argent fin fond (1)	4717	28
Le cuivre de Suède fond	4587	27
Le laiton fond	3807	21
Degré pour les couleurs sur l'émail	1857	6
La chaleur rouge visible au jour	1077	0

Il n'est pas nécessaire de rappeler que les degrés de Fahrenheit ne sont qu'une donnée idéale. On imagine l'échelle de Fahrenheit prolongée à volonté, et on suppose que la dilatation au-dessus du mercure bouillant, se fasse d'une manière uniforme. A la rigueur l'échelle de Fahrenheit ne peut pas passer 600°.

Dans cette supposition, on imagine de plus que les degrés de l'échelle de Wedgwood, expriment toujours des augmentions égales de chaleur ; ou bien que les cylindres d'argile se contractent exactement dans le même rapport que la chaleur augmente. Les expériences de Miché et Fourmy ne sont pas d'accord avec ceci. Ils trouvèrent que les cylindres d'argile ne donnoient pas des résultats correspondants, que plusieurs espèces de cylindres d'argile exposés à la même chaleur, indiquoient des degrés tout différents, que le retrait dépendoit de la durée de la chaleur qu'on emploie, de la proportion d'ar-

(1) Thomson, Guyton-Morveau, Kennedy et avec eux tous les chimistes, donnent aujourd'hui la fusion de l'argent à 22°. (*Note des Traducteurs.*)

gile et d'alumine, et de beaucoup d'autres circonstances (1).

(1) On doit à M. Guyton-Morveau un travail très-intéressant sur la pyrométrie. *Voyez* les Annales de Chimie, t. 73.

Dans la première partie, l'auteur expose les procédés employés depuis Newton pour mesurer les dilatations des métaux par la chaleur. Sans entrer ici dans tous les détails qu'exigeroient la description des divers instruments, l'examen critique des circonstances des opérations et la comparaison des degrés assignés par les observateurs, nous croyons faire assez connoître l'objet de ce premier mémoire, en insérant ici la table qui le termine.

TABLE des Observations de Dilatation par la chaleur, du terme de glace à celui de l'eau bouillante, exprimées en millioniémes.

	MUSCHENBROEK.	HERBERT.	D. G. JUAN.	BOUGUER corrigé.	BERTHOUD.	ELLICOT.	SMEATON.	DELUC.	Le général ROI.	BORDA.
Verre blanc	.....	860	600	873.79	1106.92	.....	833.33	833.33	Tube.... 776.130 Solide... 807.360	
Platine	.....	.....	.....	.....	.....	.....	.....	.....	.....	862.06
Antimoine	.....	.....	.....	.....	.....	.....	1083.33			
Fer	730	1070	920	600	1339.01	1146	1258.33	.....	Fer fondu 1109.383	
Acier	770	.....	1270	.....	Recuit.. 1231.89 Trempé 1376.72	1071	Poule.. 1150.00 Trempe 1225.00	1160	1144.738	1156
Bismuth	.....	.....	.....	.....	.....	.....	1391.67			
Argent	.....	1890	.....	1033.33	2122.37	1987				
Or	.....	.....	.....	800	1663.99	1396				
Cuivre	800	1360	1670	.....	1910.31	1700	1700	.....	.....	1794.33
Laiton	2010	1720	2040	.....	2160.27	1821	1933.33	Laiton tiré à la filière 1933.32	Hambourg 1855.38 Anglais.. 1892.80 1892.88	
Etain	1510	2120	.....	.....	2836.56	.....	2283.33			
Plomb	1580	2680	.....	1197.7	3415.72	2866	2866.67			
Zinc	.....	.....	.....	.....	.....	.....	2961.67 3180.33			
Métal de cloche	.....	.....	.....	.....	.....	.....	.....	1944.45		

Voyez Miché, Journal des Mines, t. 14, p. 42; et Fourmy, *idem*, p. 423.

Guyton croit avoir trouvé dans le platine, un corps qui se dilate uniformément dans les différentes températures, et qui peut supporter en même temps la plus grande chaleur sans se fendre et sans s'oxider. L'instrument inventé

M. Guyton-Morveau, dans la seconde partie, remarque d'abord que c'est sans fondement que le rédacteur des Annales des Arts et Manufactures a attribué à *Mortimer* la première idée de faire servir la retraite de l'argile à la mesure de la chaleur, puisqu'il n'a parlé de la terre de pipe que comme pouvant remplacer avec avantage les supports de fer dans l'instrument qu'il appliquoit à la mesure des dilatations.

L'invention, dit-il, est due au célèbre artiste Josiah Wedgwood, dont elle porte le nom; elle est le fruit d'un grand nombre d'expériences physiques et manufacturières pour parvenir à régler le degré de cuisson convenable aux différentes compositions de ses fameuses poteries. Loin de se réserver l'usage de ce nouveau pyromètre, il n'a rien négligé pour le répandre, jusqu'à annoncer qu'il en fourniroit de semblables.

Ce fut en 1782 qu'il présenta pour la première fois cet instrument sous le nom de *thermomètre*, pour mesurer les degrés de chaleur supérieurs. Dans deux autres mémoires imprimés dans les Transactions Philosophiques de 1784 et 1786, il développa les principes de sa construction, fit connoître les perfectionnements qu'une pratique déjà longue lui avoit suggérés, et publia lui-même, à Londres, en 1785, une édition française de sa description, qui ne tarda pas à être réimprimée dans plusieurs ouvrages périodiques. (Journal de Phys., t. 30, p. 299.)

Ce pyromètre est composé, comme l'on sait, de deux règles de cuivre légèrement convergentes, divisées en 240 degrés, entre lesquelles on fait glisser de petits cylindres d'argile qui s'avancent d'autant plus qu'ils ont pris plus de retraite par l'intensité du feu. On est justement étonné que l'opinion ne soit pas encore fixée sur la valeur de cet instrument, qui est depuis plus de 20 ans dans les mains des physiciens les plus exercés.

Tandis que les uns publient que *c'est un beau présent que les arts ont fait à la physique et aux sciences naturelles qui emploient le feu comme moyen de recherche*; que les ouvrages de Saussure, de Kirwan, de Cavallo, de Klaproth, de Murray, de Pearson, de James Hall, de Van-Marum, de Thomson, de Fischer, de Dalton, etc., attestent l'usage journalier qu'ils en font dans les expériences les plus délicates, on le soin qu'ils ont pris de chercher l'accord de leurs observations avec les données qu'il fournit; d'autres ont cru pouvoir conclure de quelques essais qu'il étoit sujet à de grandes anomalies, et, jusque dans un traité destiné à devenir classique, ont déclaré formellement que les *pyromètres d'argile sont des instruments qui ne méritent aucune confiance*.

Trois causes, suivant M. Guyton-Morveau, paroissent avoir principalement contribué à fonder cette indécision, ou, pour mieux dire, cette controverse :

1° Le peu de connoissance des mémoires de l'inventeur, dont on n'a publié en France que des notices très-incomplètes;

par ce physicien consiste en une plaque mince de platine que l'on introduit horizontalement dans un canal qui se trouve dans une plaque d'argile la plus réfractaire, cuite au feu le plus violent. Le morceau de platine repose par l'une des extrémités sur la masse d'argile qui termine le canal, l'autre extrémité touche à un lévier courbé en équerre, dont le bras le plus long forme un cadran qui se meut sur un arc gradué. La marche du cadran indique

---

2° Les conséquences tirées de quelques écarts dont les vraies causes n'unt pas été aperçues;

3° Enfin, l'insuffisance des moyens employés pour vaincre la difficulté d'obtenir une pâte argileuse dans les conditions qui seules peuvent en rendre la retraite uniforme et comparable.

L'examen de ces trois points forme une partie assez intéressante de ce mémoire, d'où l'auteur conclut que, dans l'usage du pyromètre à pièces d'argile, il faut distinguer deux effets, celui qui est produit par la masse du foyer, dont il reçoit toujours sa part d'impression, et celui qui tient à l'intensité locale de l'espace que la pièce occupe, déterminée par les accidents que l'auteur a décrits, et dont ce pyromètre devient alors le fidèle indicateur.

La latitude de variations qui résulte de ces deux effets ne touche point à la théorie de cet instrument, puisqu'ils répondent l'un et l'autre à la cause particulière sur laquelle on l'interroge. Elle est de peu d'importance dans les arts, parce que ces variations accidentelles n'ont qu'un rapport assez borné avec la masse de chaleur qu'il faut estimer, qui n'a jamais elle-même des limites assez fixes pour que le succès de l'opération dépende rigoureusement d'un degré déterminé. Jusque dans les travaux de recherche, on peut, en portant une attention plus sévère sur toutes les circonstances variables, et en écartant les extrêmes, ainsi qu'il se pratique dans toutes les observations de ce genre, arriver à un terme moyen satisfaisant.

Ainsi, les principes de construction de ce pyromètre sont à l'abri de toute objection. Si l'on est parvenu une fois à former une composition argileuse qui soit infusible au feu de nos fourneaux, dont la retraite s'opère d'une manière uniforme et régulière jusqu'au plus haut degré de chaleur qu'ils peuvent produire, il n'est plus permis de mettre en question la possibilité de retrouver une composition tellement semblable que, dans les mêmes conditions, elle donne nécessairement les mêmes résultats.

M. Guyton-Morveau a présenté, le 29 octobre dernier, à la classe des sciences physiques et mathématiques de l'Institut, comme faisant suite à son essai de pyrométrie, une *Table des degrés de chaleur de fusion, corrigée et mise en concordance avec les échelles pyrométriques et thermométriques*, dans laquelle le zéro du pyromètre de Wedgwood ne répond, *au lieu* de 1077 degrés du thermomètre de Fahrenheit, qu'à 518 degrés, ou 270 degrés Th. centigrade, et où la valeur de chaque degré de sa jauge est réduite, *au lieu* de 130 degrés Fahr. à 62 degrés 5, ou à 35 degrés du Th. centigrade. Résultats auxquels il a été conduit par un grand nombre d'expériences qu'il se propose de publier. (*Note des Traducteurs.*)

la dilatation qu'éprouve le métal par la chaleur. *Voy.* Ann. de Chim., t. 46, p. 276.

Au reste, tous les *pyromètres* qui indiquent les petites dilatations des corps échauffés par des rouages, des léviers, etc., ont le désavantage que le mouvement se fait rarement d'une manière uniforme, en raison du frottement qui met toujours obstacle à la marche.

On trouve une description très-détaillée dans les Philos. Trans., p. 72, 74 et 76. D'autres *pyromètres* moins utiles se trouvent décrits dans le Dictionnaire de Physique de Gehler.

On a donné aussi le nom de *pyromètre* à plusieurs instruments que l'on emploie pour déterminer la dilatation de différents solides à une température égale, comme les *pyromètres* de Muschenbroeck, d'Ellicot, de Smeatra, de Luc, etc. *Voyez* la Description d'un *Pyromètre* imaginé par le Général Roi, Philos. Trans., t. 75.

PYROPE. C'est un grenat d'un rouge de sang. Klaproth en a donné l'analyse sous la dénomination de grenat de Bohême. *Voyez* art. Grenat.

PYROPHORE. *Voyez* Opale.

PYROPHORE D'HOMBERG. Pyrophorus. *Luftzuender.*

Le *pyrophore* est un composé qui a la propriété de s'enflammer au contact de l'air. C'est en 1710 que Homberg le découvrit en distillant des excréments de l'homme avec de l'alun.

Lémery le jeune démontra ensuite que d'autres substances végétales et animales pouvoient remplir le même but. Suvigny enfin a fait voir que les autres sulfates traités de la même manière, pouvoient aussi donner le *pyrophore.*

Pour obtenir le *pyrophore*, on fait griller dans un poêlou de fer un mélange de 3 parties d'alun, et d'une partie de sucre, jusqu'à ce que le tout soit réduit en une masse noire charbonneuse. On remplit de cette poudre aux deux tiers une fiole à ouverture étroite, que l'on chauffe au rouge dans un creuset garni de sable. Les gaz qui se dégagent de la

fiole, brûlent avec une flamme bleue. Lorsque la flamme est prête à s'éteindre, on ferme la fiole avec un bouchon de craie, on retire le creuset du feu, et après le refroidissement, on conserve le *pyrophore* dans un flacon bouché.

On peut aussi préparer le *pyrophore* en chauffant un mélange de 5 parties d'alun calciné et 1 partie de charbon en poudre. Au lieu du sucre et du charbon, on peut employer toute autre matière organique carbonisée.

Suvigny a obtenu un *pyrophore* avec 1° parties égales de sulfate de soude et de farine; 2° 4 parties de sulfate de potasse, et 5 parties de farine; 3° parties égales de sulfate de zinc, de potasse, et la moitié de farine; 5° enfin avec parties égales de potasse de farine et le quart de soufre. Bergmann obtint du *pyrophore* d'une partie de soude, $\frac{1}{4}$ de soufre, et $\frac{1}{8}$ de charbon.

Le *pyrophore* est sous forme de poudre noire, grisâtre; elle s'enflamme au contact de l'air, surtout à l'aide d'un peu d'humidité; il suffit de passer l'haleine dessus, elle brûle avec incandescence, répand une forte odeur de soufre, et laisse une cendre grisâtre.

Lorsque l'on projette le *pyrophore* dans du gaz oxigène, il brûle avec une flamme vive rougeâtre. Dans sa combustion, il se forme du gaz acide carbonique et du gaz acide sulfureux; le poids de ces produits avec le résidu est égal à la quantité d'oxigène absorbé (Lavoisier).

Le *pyrophore* conservé dans des flacons mal bouchés, perd sa propriété de s'enflammer spontanément à l'air; s'il n'est pas encore entièrement brûlé, on peut lui rendre cette faculté en le faisant rougir de nouveau.

Dans la préparation du *pyrophore*, l'acide sulfurique est décomposé par les substances combustibles; il se sublime du soufre. La potasse paroît être une partie essentielle du *pyrophore*.

Il se forme un sulfure de potasse, ce que l'on reconnoît à la saveur. Au reste, sa dissolution aqueuse laisse précipiter du soufre par les acides. Lorsque l'on chauffe le *pyrophore* dans une cornue à l'appareil pneumato-chimique, il se dégage du gaz acide carbonique, du gaz hydrogène, et il se sublime du soufre.

Le *pyrophore* est donc un composé de potasse, de soufre

et d'une substance charbonneuse ; l'alumine ne paroît y être d'aucune utilité.

De là, on peut expliquer les phénomènes qu'offre le *pyrophore*. Une partie de la potasse se trouve à l'état caustique, une autre est combinée avec le soufre ; l'une et l'autre attirent avidement l'humidité de l'air. Ces deux substances condensent la vapeur aqueuse de l'atmosphère, une quantité considérable de calorique devient libre, ce qui porte le *pyrophore* à l'inflammation.

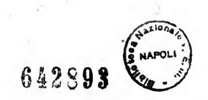
La décomposition du gaz oxigène donne une nouvelle source de chaleur dégagée, et le charbon très-divisé uni au soufre facilite l'inflammation.

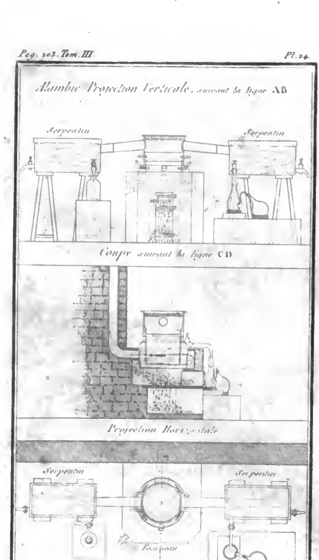
Cette explication s'accorde bien avec les phénomènes de la combustion ; le *pyrophore* s'échauffe avant de s'enflammer, et dans l'air sec, l'inflammation n'a pas lieu, d'après Schéele.

On peut encore classer ici le *pyrophore* métallique de Keir, composé de muriate de plomb et de sciure de bois. Plusieurs sels neutres terreux à acide végétal, laissent aussi, après avoir été chauffés fortement dans la cornue, un résidu qui s'enflamme, selon Proust, spontanément à l'air. Grindel a observé qu'en chauffant le bleu de Prusse pendant quelque temps à la lampe, jusqu'à ce qu'il ait acquis une couleur noirâtre, si l'on casse le vaisseau, la masse encore chaude s'enflammoit dans plusieurs endroits comme le *pyrophore*. *Voyez* Nouveau Journal de Chimie, t. 1, p. 661.

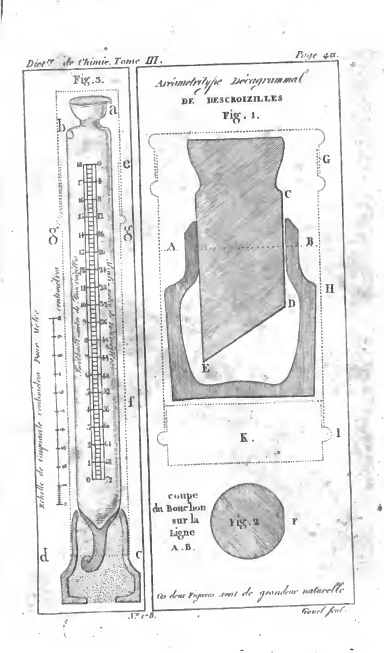
PYROXÈNE. Voyez AUGITE.

FIN DU TROISIÈME VOLUME.

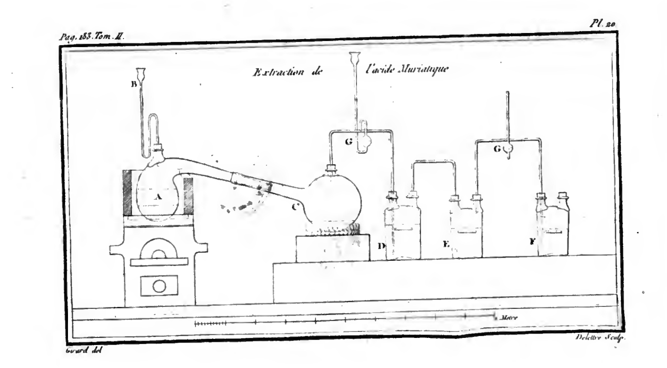



Alambic Projection Verticale, suivant la ligne AB
Serpentin
Serpentin
Coupe suivant la ligne CD
Projection Horizontale
Serpentin
Serpentin
Fourneau




Dict.re de Chimie, Tome III.
Page 40.
Fig. 3.
Aréométrotype Décagrammal
DE DESCROIZILLES
Fig. 1.
a
b
e
g
f
d
c
A
B
C
D
E
G
H
I
K
coupe du Bouchon sur la Ligne A.B.
Fig. 2
F
Ces deux Figures sont de grandeur naturelle
Gouel Sculp.




Pag. 183. Tom. II.
Pl. 20
Extraction de l'acide Muriatique
B
A
C
G
G
D
E
F
Mètre
Girard del
Delettre Sculp.



